

Química para el CBC
- 2^{da}. edición. - Buenos Aires: Editorial Asimov, 2010

210 p. 15 x 21 cm.
ISBN: 978-987-23534-0-7

Química para el CBC - 2a ed. -
Buenos Aires : Asimov, 2010.
210 p. : il. ; 15 x 21cm.

ISBN 978-987-23534-0-7

1. Química - Ejercicios. I. Título

CDD 540.7

Fecha de catalogación: 8/04/2007

© 2010 Editorial Asimov
Derechos exclusivos
Editorial asociada a Cámara del Libro

2^a edición. Tirada: 50 ejemplares.
Se terminó de imprimir en diciembre de 2010

HECHO EL DEPÓSITO QUE ESTABLECE LA LEY 11.723
Prohibida su reproducción total o parcial
IMPRESO EN ARGENTINA

ASIMOV

QUIMICA

PARA EL CBC

- * Sistemas materiales**
- * Tabla Periódica**
- * Estructura atómica**
- * Uniones químicas**
- * Nomenclatura**
- * Geometría molecular**
- * Gases ideales**
- * Soluciones**
- * Reacciones químicas**
- * Equilibrio químico**
- * Equilibrio ácido - base**
- * Química orgánica**

¿ Ves algo en este libro que no está bien ?
¿ Hay algo que te parece que habría que cambiar ?
¿ Encontraste algún error ?
¿ Hay algo mal explicado ?

Mandame un mail y lo corrijo.

www.asimov.com.ar

**Podés bajar parciales viejos
de www.asimov.com.ar**

Índice

Pág.

1.....	Sistemas materiales
13	Estructura electrónica
27.....	Tabla Periódica
39	Uniones Químicas
55.....	Nomenclatura
73	Geometría Molecular - Trepev
95.....	Gases
111	Soluciones
119.....	Reacciones Químicas
139	Equilibrio Químico.
155.....	Equilibrio Ácido-Base
173	Química Orgánica



QUÍMICA PARA EL CBC

Hola ! Este es un librito que hicimos entre varios docentes del CBC. Están los temas tal cual se dan en la materia. Pusimos ejemplos y ejercicios que sacamos de parciales.

Tené en cuenta lo siguiente:

- * Este **NO ES** el libro oficial de la cátedra de Química Este libro lo hicimos nosotros como a nosotros nos pareció.
- * Química es una materia difícil. Estudiá. No te atrases. **CADA PUNTO CUENTA.** No es lo mismo tener un 3 (tres) en el parcial que tener un 4 (cuatro).
- * Recordá que saber Química es **SABER RESOLVER EJERCICIOS.** Está perfecto que quieras leer teoría, pero no te olvides de agarrar la guía de TP y hacerte todos los problemas. Y no sólo eso. Conseguite parciales viejos y finales viejos. Resóvelos todos. Esta materia se aprende haciendo ejercicios.

Tenés exámenes de hace algunos años para bajar de página de Asimov:

www.asimov.com.ar

En la página tenés links a la UBA y a las facultades. De la página de Asimov también podés bajarte el certificado analítico con las notas del CBC.

Por cualquier consulta o sugerencia entrá a la página y mandame un mail. Y sino vení a verme directamente a mi. Los chicos saben donde encontrarme.

SUERTE EN EL EXAMEN !

OTROS APUNTES ASIMOV

- * **EJERCICIOS RESUELTOS DE LA GUIA DE QUÍMICA.**
Son todos los ejercicios de la guía resueltos y explicados
- * **PARCIALES de QUIMICA RESUELTOS**
Son parciales que fueron tomados el año pasado. Hay también de años anteriores. Todos los ejercicios están resueltos.
- * **FINALES de QUIMICA RESUELTOS**
Son finales que fueron tomados el año pasado. Hay también de años anteriores. Todos los ejercicios están resueltos.

OTROS LIBROS:

- * **MATEMATICA PARA EL CBC**
- * **FISICA PARA EL CBC**
- * **BIOFISICA PARA EL CBC**

Tienen todo lo que se da en clase pero hablado en castellano.

SISTEMAS MATERIALES

¿ Qué es un sistema material ?

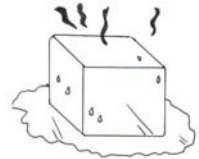
Es todo cuerpo o conjunto de cuerpos que nos interesa estudiar. Los cuerpos están formados por materia... ¿ Y qué es la **materia** ?

La materia es todo aquello que nos rodea, ocupa un lugar en el espacio y es perceptible por nuestros sentidos. Toda porción limitada de materia recibe el nombre de **cuerpo**. Por ejemplo, una manzana, una pelota, un vaso. Además, la materia está compuesta por partículas como átomos, moléculas, iones.

Estas partículas que componen la materia son **muy** pero **muy** chiquitas. Para que te des una idea, el radio del átomo más chiquito, el de hidrógeno mide $5,29 \cdot 10^{-11}$ m, o sea, ¡ 0, 00000000529 **cm** ! Quizás no te parezca tan chiquito....pero creeme: son tan pero tan chiquitos que son imposibles de ver ni siquiera con el microscopio más potente.

Estados de agregación o estados físicos de la materia

Una de las cosas más importantes cuando hablamos de la materia es su estado físico. En general se la puede encontrar en 3 estados diferentes: **sólido**, **líquido** y **gaseoso**. Por ejemplo, un cacho de carbón en la parrilla está en estado sólido. El alcohol en el baño está en estado líquido. El gas de la cocina está en estado gaseoso. Ahora... ¿ Cuáles son las características de cada estado ?



Sólidos

Los sólidos tienen forma y volumen propios y no se los puede comprimir (son incompresibles). A nivel microscópico es el estado más ordenado. Las partículas que lo forman se encuentran de manera muy compacta, por lo que no pueden moverse. Todas estas propiedades hacen que los sólidos sean capaces de mantener su estructura. Así como los dejás, así se quedan. Por ejemplo, si ejercés una fuerza sobre un bloque de hierro no se va a comprimir.



← Sólido

Líquidos

Si bien tienen volumen propio, toman la forma del recipiente que los contiene: si pasamos un líquido de un vaso a una taza, el líquido va a tomar la forma de la taza. Este estado es un poco más desordenado que el estado sólido. Quiere decir que, si bien

sus partículas siguen muy juntitas entre sí, pueden deslizarse unas sobre otras permitiéndoles fluir. Pero ojo: como sus partículas siguen muy cerca, se los puede comprimir muy poco.



← Líquido

Gases

Los gases no tienen forma ni volumen propios. Ocupan todo el espacio del recipiente que los contiene y se los puede comprimir fácilmente. Esto es porque sus partículas no están juntas, si no que se encuentran muy dispersas entre sí, moviéndose al azar. Es el estado de máximo desorden.



← Gas

Como los gases y los líquidos pueden fluir se los suele llamar **fluidos**.

Resumiendo: Un sólido es rígido. Sus partículas están perfectamente ordenadas y no necesita ningún recipiente que lo contenga. Los líquidos tienen volumen propio, pero no tienen forma propia: se adaptan a la forma del recipiente. En el caso de los gases, las partículas ocupan TODO el volumen del recipiente. Esto pasa porque como no hay nada que haga que las moléculas se queden juntas, tienden a separarse una de otras. Pero esto no quiere decir que las partículas en el gas no puedan chocar entre sí. De hecho, lo hacen y también chocan con las paredes del recipiente, dando lo que nosotros vemos como presión.

Pero entonces... ¿ Qué es lo que hace que los sólidos se mantengan bien juntitos como sólidos y, en el otro extremo, que a los gases no les "importe" estar separados ? Y bueno... eso ya es más complejo. Por ahora sé que hay ciertas fuerzas entre las moléculas que hacen que " quieran estar juntas ". Más adelante ya lo vamos a ver mejor.

CAMBIOS DE ESTADO

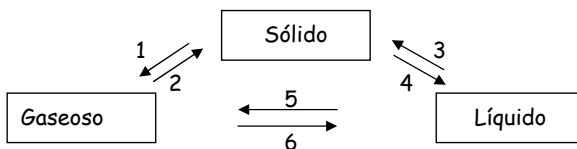
Si agarrás una olla con agua y la calentás, en cierto momento empiezan a salir burbujas. ¿Qué está pasando? Lo que pasa es que el agua en estado líquido pasa a ser vapor de agua (estado gaseoso). Esto, que lo ves todos los días es un cambio de estado de la materia. Estos cambios son el resultado de la "absorción" o la "liberación" de calor por parte del material. Otro ejemplo: si ponés un vaso con agua caliente en el freezer lo que pasa es que el agua caliente **libera** el calor que tenía hacia el resto del freezer y, como su temperatura disminuye hasta menos de 0°C , se congela.

Pero tené en cuenta que los cambios de estado son cambios físicos, es decir son cambios donde no se ve afectada la estructura química del material (= no existe reacción química).

En estado líquido como en estado gaseoso, el agua tiene la misma composición química (H_2O), o sea sigue siendo agua!



Los cambios de estado tienen varios nombres: sublimación, fusión, condensación. Veamos un dibujito para que te los acuerdes:



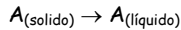
Con números están marcados los distintos cambios físicos.

1- **Volatilización:** es el cambio de estado que se da cuando una sustancia pasa del estado sólido al estado gaseoso (Esto pasa con la naftalina y con el hielo seco).

2- **Sublimación:** es el cambio de gas a sólido sin pasar por líquido.

3- **Solidificación:** es el cambio de estado que se da cuando una sustancia pasa de estado líquido a sólido. Por ejemplo, el congelamiento de los lagos en invierno.

4- Fusión: es el pasaje del estado sólido al estado líquido. A la temperatura de fusión, el sólido comienza a cambiar su estado de sólido a líquido. Acordate que acá NO hay cambio químico. Sólo hay un cambio de estado: si inicialmente tenía agua en estado sólido luego tengo agua pero en estado líquido. En forma de ecuación lo podemos ver así:



Los subíndices indican el estado de agregación de la sustancia. **A** sigue siendo **A**, sólo que en otro estado. No hay cambio químico, sólo físico. Lo mismo va para los otros cambios de estado.

Veamos en un ejemplo estos últimos cambios de estado que te conté, la fusión y la solidificación. Al prender una vela vemos que la cera que está cerca de la llama empieza a derretirse. (= se vuelve líquida, se funde. O sea, ha alcanzado el punto de fusión). Cuando la cera líquida se aleja de la llama, disminuye su temperatura y vuelve al estado sólido.

(= se solidifica, o sea, alcanza el punto de solidificación).

También podemos ver el fenómeno de fusión cuando se derrite el hielo o un helado.

5-El cambio de líquido a gas puede ocurrir de dos maneras distintas:

a) Ebullición: es el pasaje del estado líquido a vapor que se hace en la superficie y en toda la masa líquida. Es lo que pasa al hervir agua. La temperatura a la que hierve se llama temperatura de ebullición.

b) Vaporización: es el pasaje del estado líquido a vapor, pero que se da solamente en la superficie del líquido. Si dejás un vaso con agua a temperatura ambiente sin tapar, vas a ver que después de unos días hay menos agua. Lo que falta es lo que se evaporó.

6- Condensación: es el cambio de estado que ocurre cuando una sustancia pasa del estado de vapor al líquido, por disminución de la temperatura. Esto pasa cuando el vapor, al chocar con una superficie más fría, disminuye su temperatura y vuelve al estado líquido. Fijate que si ponés a calentar agua en una olla tapada, después de un rato en la tapa aparecen gotitas de agua.

Otro ejemplo es cuando se empaña el vidrio del auto en un día de lluvia. Esto pasa porque el agua fría de la lluvia enfría al vidrio, entonces el vapor que está dentro del auto se condensa.

PROPIEDADES INTENSIVAS Y EXTENSIVAS DE LA MATERIA

Los cuerpos tienen propiedades que pueden ser apreciadas por los sentidos, o bien medidas con instrumentos en el laboratorio, que nos permiten distinguirlos entre sí. Podemos clasificar a estas propiedades en dos grandes grupos:

a) - Propiedades intensivas:

Son las propiedades que **NO varían con la cantidad de materia** considerada. Caracterizan a los materiales desde un punto de vista macroscópico (o sea, a lo grande); pero están relacionadas con la naturaleza de la materia (es decir, con su estructura química). Por esto, se las puede medir en cualquier porción del sistema. Son, por ejemplo, el punto de ebullición, el calor específico y la densidad. Pensá en la fusión del agua (pasaje de sólido a líquido). A presión normal, la temperatura a la que esto pasa (el tan famoso punto de fusión) va a ser $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ sin importar si tenés un cubito de hielo o al iceberg que hundió al Titanic. Esto es porque el punto de fusión también es una propiedad intensiva.

Las propiedades intensivas te pueden servir para identificar y caracterizar una sustancia pura, es decir, aquella que está compuesta por un solo tipo de molécula. Por ejemplo, si tengo un líquido transparente, incoloro, insípido, al cual le calculo la densidad y me da igual a 1 g/cm^3 , tengo buenas razones para creer que ese líquido es, ni más ni menos, agua.

b) - Propiedades extensivas:

Son las que **Sí varían con la cantidad de materia**. Por ejemplo: la masa, el volumen, el peso, la longitud. A diferencia de las propiedades intensivas, las extensivas **no** permiten identificar un material: dos cuerpos pueden pesar lo mismo o tener el mismo volumen y ser, sin embargo, totalmente diferentes. Podríamos decir que la **masa** es la reina de las propiedades extensivas, ya que se define como la cantidad de materia contenida en un cuerpo. En general en química la expresamos en gramos (g).

La masa de un cuerpo es la cantidad de materia que ese cuerpo tiene.

El volumen es la cantidad de espacio que ocupa un cuerpo. Generalmente se pone en centímetros cúbicos (cm^3), aunque puede estar en dm^3 o litros.

Pero mirá esto. Existe otra propiedad, la densidad delta (δ), que se define así:

$$\text{Densidad} = \text{Masa/Volumen}$$

Dijimos que masa y volumen eran propiedades extensivas, o sea, que dependen de la cantidad de materia. Fijate qué pasa con la densidad que tiene el agua en un vasito y la que tiene en la pileta del club. En el vasito hay menos masa y menos volumen que en la pileta. Pero la relación entre ambas va a ser igual en los dos casos: la densidad del agua del vasito y de la pileta va a ser la misma. ¿ Esto que quiere decir ? Quiere decir la densidad es una **propiedad intensiva**, porque no depende de la cantidad de materia. Y es loco, porque es el cociente entre dos propiedades extensivas.

La unidad que se usa comúnmente para expresar la densidad es gramos por centímetros cúbicos (g/cm^3).

SISTEMAS HOMOGÉNEOS Y HETEROGÉNEOS

Sistemas homogéneos

Podemos decir intuitivamente que los **sistemas homogéneos** son aquellos que son uniformes y no presentan ningún límite de separación. Pero hay algo todavía más importante: las **propiedades intensivas** en los sistemas homogéneos se mantienen **constantes** a lo largo de todo el sistema. Imaginate un vaso de agua con azúcar disuelta. Si medís la densidad en la parte de la superficie del vaso va a ser la misma que en la parte de abajo. Otros sistemas homogéneos son, por ejemplo, una barra de oro puro, una muestra de agua salada o el gas de una garrafa.

Sistemas heterogéneos

Ahora imaginate si al vaso con agua azucarada del ejemplo anterior le tiramos una bolita de vidrio. ¿ Las propiedades intensivas se van a mantener constantes a lo largo de todo el sistema ? Y... evidentemente no. La densidad del agua dulce va a ser igual que antes, pero la canica va a tener su propia densidad, diferente a la del agua. Entonces, podemos decir que los **sistemas heterogéneos** son aquellos en los cuales las propiedades intensivas **cambian** según la posición del sistema que consideramos. Fijate que también podemos tener un sistema heterogéneo formado por la misma sustancia... ¿ se te ocurre ? Imaginate un vaso de agua con un hielo flotando. El hielo flota porque el agua en estado líquido es más densa que el agua en estado sólido (en esto el agua es un caso particular, porque en general es al revés). Como hay dos densidades diferentes, las propiedades intensivas no son las mismas. Entonces decimos que se trata de un sistema heterogéneo.

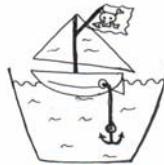
Si te ponés a pensar, este tipo de sistemas no son uniformes, si no que presentan

" partes " separadas (el hielo y el agua en el ejemplo anterior). Cada una de estas partes tiene las mismas propiedades intensivas y se las llama, comúnmente, **fases**.

Fase: es cada porción de un sistema material con los mismos valores de propiedades intensivas.

Entonces un sistema va a ser heterogéneo cuando tenga dos o más fases (se los llama " polifásicos ").

Y los sistemas homogéneos... ¿ también tienen fases ? Y... bueno, en los sistemas homogéneos las propiedades intensivas se mantienen constantes durante todo el sistema. Así que podemos decir que están formados por **una sola fase** (son monofásicos). Mira este ejemplo...



Acá tenemos un claro ejemplo de sistema heterogéneo. ¿ Cuántas fases tiene ? Y... dos seguro. El agua y el barquito. Pero fijate que si te ponés muy hinchado se pueden ver más fases. El hierro que forma el ancla va a tener distintas propiedades intensivas que la madera que forma la base del barco, por lo que van a ser fases diferentes, etc, etc. Así que cuidado con esto.

¡ Pero ojo ! El criterio con el que uno dice si un sistema es homogéneo o heterogéneo, depende del poder de resolución del instrumento que se usa para estudiar el sistema. El sistema va a ser heterogéneo si la observación a simple vista, con lupa, microscopio o lo que sea que se use muestra diferentes fases. Aunque a simple vista un sistema te parece homogéneo, éste puede ser heterogéneo.

Un ejemplo de esto es la leche. Parece un sistema homogéneo, pero cuando se la analiza bien, se ve que tiene un montón de cosas flotando por ahí, como proteínas y polisacáridos bastante grandes. Pero... el agua azucarada también tiene un montón de cosas flotando (azúcar !)...y es un sistema homogéneo... ¿ por qué ? Lo que pasa es que el azúcar que usamos para el café es **MUCHO** más chiquita que las proteínas y los polisacáridos. Entonces podemos decir que hay un tamaño fijo límite entre los dos sistemas. Pero bueno, ese tamaño a vos no te importa. Sólo te digo esto para que no te pienses que la cosa era tan fácil !

Antes de terminar con este tema es importante que te quedes con que los sistemas homogéneos de más de un componente (como el agua azucarada) y los heterogéneos forman mezclas, y que existen diferentes métodos físicos para fraccionar o separar a los distintos componentes, sin que cambie en nada la química de cada uno.

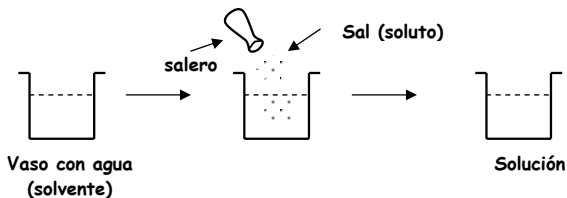
SOLUCIÓN Y SUSTANCIA

¿ Qué es una sustancia ? Es un sistema homogéneo que posee un sólo componente con propiedades intensivas constantes. Por ejemplo: agua líquida, el hielo y el vapor de agua tienen en común la sustancia agua.

¿ Y una solución ? Una solución es un sistema homogéneo constituido por dos o más sustancias puras o especies químicas. Cuando una sustancia sólida se mezcla con un líquido de tal forma que no puede distinguirse de él, se dice que la sustancia ha sido disuelta por el líquido. A la mezcla homogénea así formada se la llama **solución**.

Usemos un ejemplillo para describir cómo está compuesta una solución. Supongamos que tenemos un vaso con agua pura a una cierta temperatura, y le agregamos sal. Si revolvemos un poco vemos que la sal " desaparece ". Lo que pasó es que la sal se disolvió. Lo que antes era agua pura, se " convirtió " en agua salada.

Al componente mayoritario (en el caso anterior, el agua) la vamos a llamar **solvente** o disolvente, (sv.). Al componente minoritario (la sal), **soluto**, (st.). Y, a la suma de solvente más soluto (agua salada), la llamamos **solución** (sn. o sc.)



Otro ejemplo, el perfume es una disolución en agua de alcohol y de ciertas esencias. Como no es posible determinar dónde está la parte de alcohol, dónde la de agua y dónde la de esencia. Entonces, las **soluciones** al igual que las sustancias puras en un estado de agregación determinado, están formadas por **UNA ÚNICA FASE**.

ÁTOMOS Y MOLÉCULAS

Veamos ahora un tema que es medio hinchado pero necesario. No es difícil. Vamos.

Elemento

Es toda aquella sustancia que no se puede descomponer en otras más simples mediante procesos químicos. Ejemplos de elementos son: cobre, oro, sodio, hidrógeno y oxígeno atómicos.

Símbolo

Para representar a los elementos se emplea un conjunto de símbolos químicos que son combinaciones de letras. La primera letra del símbolo químico es siempre mayúscula acompañada por una segunda y hasta una tercera, que son siempre minúsculas.

Los símbolos de algunos elementos provienen de su nombre en latín, por ejemplo, el elemento sodio se simboliza Na (De natrium), el hierro, Fe (De ferrum). Otros están relacionados con una zona geográfica, el galio (Ga) y el germanio (Ge). Todos los elementos están ordenados en la Tabla periódica. Para representarlos se utilizaron sus símbolos químicos.

Sustancias simples y sustancias compuestas

Las sustancias pueden ser simples o compuestas. Veamos cómo son en cada caso.

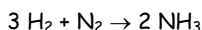
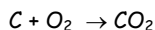
Decimos que son **simples** cuando están compuestas por uno o varios átomos del **mismo elemento**. Por ejemplo, el gas hidrógeno (H_2) es una sustancia simple que está formada por moléculas compuestas por dos átomos de H. Las moléculas de la sustancia simple neón (Ne) están formadas por un único átomo (son monoatómicas); también existen sustancias formadas por moléculas " octoatómicas " (o sea, constituidas por 8 átomos) como por ejemplo el azufre (S_8).

Por otro lado, una sustancia es **compuesta** cuando sus moléculas " están hechas " de **dos o más** elementos. Veamos un ejemplo. El famoso ácido clorhídrico HCl es una sustancia compuesta formada por moléculas " diatómicas ". En este caso, las moléculas están formadas por un átomo de cloro y un átomo de hidrógeno. El agua (H_2O) también es una sustancia compuesta. Es " triatómica " porque las moléculas tienen 3 átomos: uno de oxígeno y 2 de hidrógeno. Pero entonces... ¿ cómo se forma una sustancia compuesta ? y bueno... se forma a partir de sustancias simples.

Ejemplo: De estas tres sustancias, ¿ cuáles son simples ?

- a- Sodio (Na)
- b- Dióxido de carbono (CO₂)
- c- Amoníaco (NH₃)

La única sustancia simple es el Na. Tanto el CO₂ como el NH₃ se pueden obtener a partir de sustancias simples. Vamos a escribirlo mediante reacciones químicas:



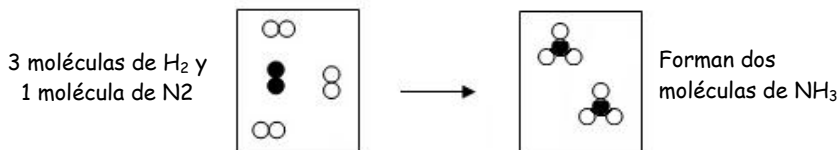
Veamos un poco más el ejemplo del NH₃. Representemos con esferitas blancas a los átomos de hidrógeno y con esferitas negras al de nitrógeno. Entonces cada molécula de nitrógeno está representada por dos esferitas negras y la de hidrógeno por dos esferitas blancas:



El amoníaco; está formada por 1 átomo de nitrógeno y 3 de hidrógeno:



Entonces podemos representar a la síntesis de amoníaco de la siguiente manera:



Fórmula empírica y fórmula molecular

La **fórmula molecular** es una lista que te dice, básicamente, qué y cuántos elementos forman un compuesto. Por ejemplo, la fórmula molecular del agua es H₂O: está formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno. Los subíndices 1 se omiten porque se sobreentienden. La fórmula molecular del benceno es C₆H₆: está formado por seis átomos de carbono y por seis átomos de hidrógeno, mientras que la del ácido nítrico es HNO₃.

La **fórmula empírica** es una expresión que representa la proporción más simple en la que están presentes los átomos que forman un compuesto químico.

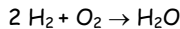
Por ejemplo la fórmula molecular del benceno es C_6H_6 . Tiene seis átomos de carbono y seis de hidrógeno. Pero esta no es la proporción más simple en la que están presentes los átomos. La fórmula empírica para el benceno es, entonces, CH. En este caso, la fórmula empírica y la fórmula molecular no coinciden.

Pero si analizamos al ácido nítrico, su fórmula molecular es HNO_3 . ¿Es la proporción de átomos más simple? Y sí, porque si "achicas" más los subíndices te quedan en forma de fracción. Entonces, en este caso la fórmula empírica coincide con la fórmula molecular.

Como vimos recién, las distintas fórmulas pueden coincidir o no. **Pero ojo**, sustancias con diferentes fórmulas moleculares pueden tener la misma fórmula empírica.

Imaginate una sustancia con moléculas formadas por 10 átomos de carbono y por 10 átomos de hidrógeno. Su fórmula molecular es $C_{10}H_{10}$ y su fórmula empírica es CH... ¡Igual a la del benceno! Así que estate atento a esto.

Comúnmente, las fórmulas empíricas son determinadas a partir de datos experimentales, de ahí su nombre. Por ejemplo, si vemos que dos moléculas de hidrógeno reaccionan completamente con una de molécula de oxígeno para formar una molécula de agua sin generar otro producto, diríamos que la fórmula molecular del agua es H_2O .



La fórmula molecular es la fórmula que expresa las proporciones correctas y el número correcto de átomos que forman una molécula de una sustancia dada. Si no coinciden, la fórmula molecular es un múltiplo de la fórmula empírica. Así, en el caso del benceno, la fórmula molecular es igual a la fórmula empírica multiplicada por seis.

Otro ejemplo: la molécula de agua está formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno, por lo que su fórmula molecular es H_2O , coincidiendo con su fórmula empírica.

Para el etano, sin embargo, no ocurre lo mismo porque está formado por dos átomos de carbono y seis de hidrógeno, por lo que su fórmula molecular será C_2H_6 y su fórmula empírica CH_3 .

Algunos compuestos, como el cloruro de sodio **no** forman moléculas (después vamos a ver por qué). En estos casos sólo es posible hablar de fórmula empírica: NaCl.

ESTRUCTURA ATÓMICA - MAGNITUDES ATÓMICAS - TABLA PERIÓDICA

Para que entiendas algunas cosas que vamos a ver en este capítulo, primero tenés que saber el siguiente tema:

COMPOSICIÓN ATÓMICA ¿ De qué están hechos los átomos ?

Al principio se pensaba que los átomos eran la unidad de materia más chiquita que se podía encontrar. Pero mientras los científicos seguían investigando, se dieron cuenta que no era así, que aún los átomos estaban compuestos por otras partículas más chiquitas, las famosas " partículas subatómicas ". Seguro que escuchaste hablar de ellas, son los **electrones**, los **protones** y los **neutrones**. Los protones y los neutrones se encuentran en el núcleo, o sea, en la parte central del átomo, mientras que los electrones alrededor de él. Como los protones tienen carga positiva (+) y los neutrones **no** tienen carga (son neutros), el núcleo, " en total ", tiene carga positiva (+). Al principio se pensaba que los electrones tenían que moverse en orbitas alrededor del núcleo, algo así como hacen los planetas alrededor del sol. Pero después se fueron dando que la cosa no era así... los datos que les daban sus experimentos mostraban cosas más complicadas: los electrones no tienen una orbita fija, si no que se mueven de formas más complejas formando una **nube electrónica**. La carga negativa que tienen los electrones que forman esta nube " cancela " la carga positiva que tienen los protones, haciendo que los átomos, " en total ", sean **partículas neutras**.

En química es muy importante conocer la masa de los átomos. No te asustes: es suficiente con saber cuántos protones y cuántos neutrones tiene el núcleo de cada elemento. Como los electrones son tan pero tan chiquitos en comparación con las otras partículas, su masa también lo es y se considera despreciable (o sea, no se cuenta). Entonces la masa va a estar dada solamente por la cantidad de protones y neutrones. Si sumamos los protones y los neutrones de un átomo, podemos obtener el **número de masa** o **número másico**, que se representa con una **A**. El número de protones de un átomo es muy importante y se llama **número atómico (Z)**. Es tan importante porque es característico de cada elemento.

Veamos un ejemplo: el carbono tiene 6 protones y 6 neutrones en su núcleo. Entonces su número atómico (Z) es 6; su número másico (A) es igual a 6 protones + 6 neutrones = 12. ¿ Puede haber otro elemento en la tabla que tenga también Z = 6 ? La respuesta es **NO**. Cada elemento tiene su número Z característico. El cloro tiene Z = 17, el sodio tiene Z = 11, pero nunca dos elementos distintos van a tener el mismo Z.

Como dijimos antes, los átomos son eléctricamente neutros, es decir, la carga eléctrica total suma cero. Sabemos que los electrones tienen carga negativa y que los protones tienen carga positiva, y que los neutrones no tienen carga. Entonces, en un átomo el **número de protones tiene que ser igual al número de electrones**.

Una forma abreviada de ver el valor de A y Z en un elemento es...



X es cualquier elemento de la tabla.

IONES

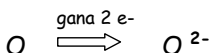
Hay veces que los átomos, por distintas razones, pueden **ganar** o **perder** electrones. Pero cuando pasa esto, la cantidad de protones (+) y de electrones (-) deja de ser la misma, por lo que la carga total no va a ser cero. En estos casos, no hablamos de átomos si no de **iones**.

Un ion, entonces, es una partícula con carga.

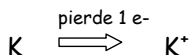
Fijate que pueden haber dos casos posibles.

Si un átomo ganó electrones, estos van a ser más que los protones, por lo que la carga total va a ser negativa. A los iones con carga negativa se los llama **aniones**.

Por ejemplo, si un átomo de oxígeno gana dos electrones (a los que también se puede llamar e^-) va a pasar esto...



El otro caso es cuando un átomo pierde electrones. En ese caso, la cantidad de protones va a ser mayor a la de electrones, por lo que la carga total va a ser positiva. A los iones con carga positiva se los llama **cationes**. Por ejemplo, si un átomo de potasio (K) pierde un electrón pasa esto...



Fijate que en el caso que se gane o pierda un solo electrón no es necesario poner el numerito de superíndice, y sólo tenés que poner el signo.

ISÓTOPOS

Habíamos dicho antes que el número Z (cantidad de protones) es característico de cada elemento. Pero los científicos se dieron cuenta que la masa de un mismo átomo a veces

podía variar. Si los protones son siempre los mismos, lo que sí o sí tiene que cambiar es el número de neutrones. Veamos un ejemplo con el neón. Este elemento tiene 10 protones en su núcleo ($Z = 10$). Pero se vio mediante experimentos que la masa atómica (A) podía ser 20, 21 y 22. Entonces...



Estos átomos del mismo elemento, que difieren en sus números de masa se llaman **isótopos**. Si te fijás en el ejemplo de arriba, vas a ver que el " 10 " se repite en los 3 isótopos. Eso es, simplemente, porque el neón siempre va a tener $Z = 10$; por esto, muchas veces se obvia, o sea, no se pone. En la naturaleza existen muchos isótopos de cada elemento, por ejemplo, en general el carbono se encuentra como ${}^{12}\text{C}$, pero hay otros isótopos como el ${}^{13}\text{C}$ y el ${}^{14}\text{C}$. Este último se usa mucho en arqueología y paleontología porque permite calcular cuántos años tienen cosas como los huesos de dinosaurio, las vasijas de los aborígenes, etc. Pero tené en cuenta, igualmente, que si te ponen el C a secas, tenés que usar el isótopo más común en la naturaleza, que en este caso es el ${}^{12}\text{C}$

MAGNITUDES ATÓMICAS

¿Cuál es la masa de un átomo ?

Si tenés en cuenta que los procesos químicos se basan en reagrupar a los átomos que intervienen, te vas a dar cuenta que es muy importante conocer sus masas. Los distintos átomos, como tienen distintas cantidades de protones y neutrones en su núcleo, tienen distintas masas. Es obvio que la masa de un átomo es algo tan pero tan pequeñito que no se puede pesar con ninguna balanza; sin embargo se logró averiguarla gracias a métodos complejos de laboratorio. Pero qué pasa. Nosotros estamos acostumbrados a magnitudes (o sea, unidades) que tienen que ver con nuestra vida cotidiana... "ese elefante pesa una tonelada", "estoy gordo, aumenté 3 kilos", "me tengo que tomar un calmante de 100 mg". En el mundo de los átomos, esos valores son bestialidades! Era necesario encontrar una nueva unidad para poder expresar con comodidad las masas de los átomos.

La u.m.a.

Entonces a los químicos se les ocurrió algo: la idea consistía en tomar la masa de un átomo como unidad de referencia y después expresar la masa de todos los demás elementos en relación a esa unidad "patrón". Hubieron varios candidatos, pero al final el elegido fue el carbono. Entonces, se tomo como nueva unidad a la doceava parte de la masa del ${}^{12}\text{C}$, que es casi igual a la masa de un átomo de hidrógeno. A esta nueva unidad la llamaron **unidad de masa atómica** y se simboliza con la letra **u**.

U.M.A.: es la doceava parte de la masa del ^{12}C

A partir de acá lo único que había que hacer era comparar las masas de los distintos elementos para obtener una nueva escala de masas atómicas en u. Así, bajo la nueva regla, el oxígeno pasaba a tener una masa de 16 u, el sodio una de 23 u, y así sucesivamente. Pero... ¿cuál es la relación de la u con nuestro sistema cotidiano de masa? Habíamos dicho antes que se había podido encontrar experimentalmente las masas de cada elemento. Por ejemplo, la masa del ^{12}C es de $1,9926 \times 10^{-23}$ g. Entonces...

12 u	→	$1,9926 \times 10^{-23}$ g
1 u	→	$X = 1,6605 \times 10^{-24}$ g

Entonces, el valor de una u expresado en gramos es

$$1 \text{ u} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Además fijate que este nuevo sistema de medida se corresponde con el que habíamos usado antes, el de masa atómica (A). Esto es porque, según este nuevo sistema, la masa de un protón y de un neutrón vale 1 u.

Masa atómica relativa (Ar)

Hablamos de masa atómica relativa (que se abrevia Ar) porque se compara la masa de cada elemento con la unidad de referencia (la u.m.a.). Es importante que te acuerdes que este número **NO** lleva unidades. Sólo te dice cuántas unidades de masa atómica hay en un determinado elemento. Por ejemplo, la masa atómica del oxígeno (A_{rO}) es igual a 16. La masa atómica del litio (A_{rLi}) es igual a 7.

Pero si te fijás en la tabla periódica vas a ver que la masa de cada elemento no es un número entero como lo estamos viendo nosotros... ¿ por qué pasa esto ? Simplemente porque se hace un promedio de las masas de todos los isótopos, teniendo en cuenta en qué porcentaje se encuentran en la naturaleza y dando como resultado un número con coma. Pero no te hagas mucho problema: lo que vas a hacer es fijarte el " A " en la tabla y redondearlo (excepto en el cloro, en el que se toma 35,5).

Masa molecular relativa (Mr)

Al igual que la Ar, es un número sin unidades que te dice cuántas u.m.a. hay en una molécula. Se calcula sumando las Ar de los átomos que la forman. Por ejemplo, en la

molécula de H_2O : $A_{rH} = 1$ y $A_{rO} = 16$, entonces el $M_r H_2O = 2 A_{rH} + A_{rO} = 18$, es decir que la M_r del agua es igual a 18. ¿ De dónde dijimos que sacabas los A_r de los átomos ?

Rta: De la **tabla periódica**. ¡ Importante ! No te olvides de multiplicar el A_r de el o los elementos que se repiten por su respectivo subíndice. Muchas veces la gente hace todo el razonamiento bien pero después se confunden en una pavada como esa y pierden todo el ejercicio, así que ATENTIS.

Número de Avogadro (N_A) y mol

¡ Finalmente llegamos ! Creo que nunca un número hizo sufrir a tanta gente. Pero no te asustes... la gente es muy miedosa. Vas a ver que lo vas a entender.

Cuando estamos en química, la palabra **cantidad** tiene un significado más preciso que el que le damos todos los días cuando decimos " un kilo de pan ", " un litro $\frac{1}{2}$ de coca ", " una docena de huevos ". Imaginate que tenés un kilo de cobre y un kilo de oro. Como los átomos de oro son más pesados que los de cobre, en el kilo de cobre vas a tener más átomos.

En química, cuando decimos cantidades iguales de dos sustancias nos referimos a **igual número de partículas**, y no iguales masas o volúmenes. Entonces los químicos, que parece que les gusta tanto inventar nuevas unidades (hay que admitirlo... son muy útiles !), inventaron una nueva magnitud para contar el número de partículas (átomos, moléculas, iones, etc.). Pero eso no te tiene que sonar tan raro. Es lo mismo que hacés todas las semanas cuando vas a la panadería y decís " ¿ no me das una **docena** de medialunas ? " en vez de decir 12 medialunas. O " no me das una **resma** de hojas " en vez de decir " no me das quinientas hojas ". En química pasa lo mismo. Como las partículas que forman las sustancias son tan chiquitas, tan solo en una gota de agua tenemos miles de millones de moléculas. Entonces, es muy necesario tener una unidad de cantidad de sustancia que contenga un número suficientemente grande de partículas. Ese número es el famoso **mol**.

Como ya vimos antes, la u.m.a. se sacó en referencia al carbono. Hicieron lo mismo con el mol:

Mol: es la cantidad de sustancia que contiene el mismo número de unidades elementales que el número de átomos que hay en 12 g de ^{12}C

Sé que suena difícil, pero no es tan complicado. Simplemente los tipos dijeron... "¿ Cuántos átomos hay en 12 g de ^{12}C ? Listo.... hay tantos átomos. Llamemos a ese número **mol** ". Pero cuidado con esto: el decir mol es lo " mismo " que decir docena. Vos no vas a la panadería y decís " dame una docena " y punto. Siempre tenés que decir a qué te estás

refiriendo. Puede ser un mol de átomos, un mol de moléculas, un mol de electrones, un mol de televisores, un mol de guitarras, lo que quieras. Es solo una manera de expresar cantidad.

Pero bueno, ahora veamos bien cómo se sacó ese número. La cantidad de partículas que hay en un mol es igual al número de átomos que hay en 12 g de ^{12}C . Además sabemos que la masa del ^{12}C es 12 u. Pero expresémosla en gramos...

$$12 \text{ u} = 12 \times 1,6605 \times 10^{-24} \text{ g} = 1,9926 \times 10^{-23} \text{ g (masa de } ^{12}\text{C)}$$

Y con esto podemos plantear esta mágica regla de tres...

$$1,9926 \times 10^{-23} \text{ g de } ^{12}\text{C} \longrightarrow 1 \text{ átomo de } ^{12}\text{C}$$

$$12 \text{ g de } ^{12}\text{C} \longrightarrow X = 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos de } ^{12}\text{C}$$

Esto es lo mismo que decir... Si $1,9926 \times 10^{-23} \text{ g}$ es lo que pesa **1 átomo** de ^{12}C , entonces 12 g de ^{12}C va a ser lo que pesan **X átomos**, y lo calculás.

Una vez resuelto, vemos que en 12 g de ^{12}C hay $6,02 \times 10^{23}$ átomos. Entonces, según la definición, un mol contiene $6,02 \times 10^{23}$ partículas. Y a este número se lo llama número de Avogadro, en honor a un físico italiano. Como es el número de partículas que hay en un mol, su unidad es 1/mol o mol^{-1} .

$N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ 1/mol}$

Masa molar (M)

Es la masa que tiene **1 mol** de sustancia. Se expresa en g/mol (gramos por mol).

Fijate que ya la calculamos más arriba en el ejemplo del carbono: dijimos que $6,02 \times 10^{23}$ átomos de ^{12}C pesan 12 g. Esto es lo mismo que decir que **un mol** de átomos de ^{12}C pesan 12 g o que la **masa molar** del ^{12}C es 12 g/mol. Además este valor es igual al Ar del carbono, o sea, 12 ! Lo mismo pasa con el resto de los elementos. Por ejemplo, el Ar del oxígeno atómico es 16, entonces **un mol** de átomos de oxígeno pesan 16 g. Y esto también sirve para las moléculas. Veamos, por ejemplo, el agua (H_2O). Ya habíamos calculado su Mr cuando veíamos el tema, y es igual a 18. Entonces, **un mol** de moléculas de agua pesan 18 g. La masa molar (M) del agua es, entonces, 18 g/mol. ¿ Y por qué pasa esto, o sea, que la Ar/Mr coinciden en número con la masa molar (M) ? Coincidencia no es.

Justamente ¡ para eso se usa el número de Avogadro ! Este número (te lo vuelvo a decir para que te lo acuerdes, $6,02 \times 10^{23}$!) se calculó justamente para que Ar/Mr coincidan con la masa molar.

Apliquemos todos estos conceptos en dos ejemplos:

1) Neón (molécula monoatómica)	2) Oxígeno (moléculas diatómicas)
$Ar_{Ne} = 20$	$Ar_O = 16$
$Mr_{Ne} = 20$	$Mr_{O_2} = 32$
$M_{Ne} = 20 \text{ g/mol}$	$M_{O_2} = 32 \text{ g/mol}$

Veamos ahora un ejemplo un poco más complicado. Suponete que te preguntan cuántas moléculas hay en 100 g de HNO_3 (ácido nítrico). Lo que hacés primero es ir a la tabla y fijarte los Ar de cada átomo.

$Ar \text{ H} = 1$	
$Ar \text{ N} = 14$	Entonces el Mr será $1 + 14 + 3 \times 16 = 63$
$Ar \text{ O} = 16$	

Sabemos entonces que la masa molar del HNO_3 es 63 g/mol. Pero nos preguntan cuántas moléculas hay en 100 g. Fijate que también sabemos cuántas moléculas hay en 63 g (hay un mol de moléculas !), entonces podemos hacer una regla de tres simple...

63 g de HNO_3	—————>	1 mol de moléculas de HNO_3
100 g de HNO_3	—————>	X = 1,59 moles de moléculas de HNO_3

Entonces, en 100 g de HNO_3 hay 1,59 moles de moléculas. Y ahora es fácil...

1 mol	—————>	$6,02 \times 10^{23}$ moléculas
1,59 moles	—————>	X = $9,57 \times 10^{23}$ moléculas

Esto que yo hice en dos pasos se puede hacer en uno solo, si en la regla de arriba ponés directamente $6,02 \times 10^{23}$ en vez de un mol. Pero bueno, quería que te acostumbres a manejar un poco con las reglas estas, porque se usan todo el tiempo.

Veamos, todavía se le puede dar una vuelta más al asunto. Hasta ahora te estaban preguntando cuántas moléculas había. Pero también te pueden preguntar cuántos moles de átomos hay. Vos sabés que en una molécula de HNO_3 hay 5 átomos.

Entonces simplemente tenés que multiplicar la cantidad de moléculas por la cantidad de átomos que hay por molécula. Entonces...

$$9,57 \times 10^{23} \text{ moléculas} \times 5 \text{ átomos/molécula} = 4,78 \times 10^{24} \text{ átomos.}$$

También te pueden pedir cuántos átomos de oxígeno o de hidrógeno o de nitrógeno, lo que quieran. Pensalo un poquito y va a salir. Seguramente vas a usar alguna regla de tres.

ESTRUCTURA ATÓMICA

¿ Qué es lo que pasa adentro de los átomos ? ¿ Cómo se mueven realmente los electrones adentro de ellos ? Esta última pregunta es muy importante ya que son los electrones los que hacen que los átomos se unan formando moléculas. Ya desde fines del siglo XIX se lo vienen preguntando y, usando los datos de sus experimentos, los químicos-físicos hicieron distintos " modelos " para explicar sus observaciones.

Modelos atómicos:

El conocimiento de estos modelos es sólo conceptual, pero te va a servir para entender los temas que vamos a ver más adelante. Viene bien que lo leas.

1) Modelo atómico de Böhr:

Este modelo fue uno de los primeros y más importantes. Si bien después descubrieron que no era correcto, les sirvió mucho a los científicos para seguir avanzando hacia el modelo actual.

A partir de la idea de que en un átomo los electrones giran alrededor del núcleo, Böhr propuso 5 postulados:

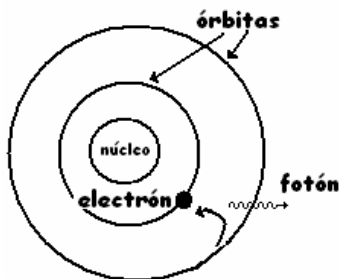
I) el electrón sólo puede moverse a cierta distancia (radio) del núcleo, lo que determina una **órbita** o **nivel de energía** (también se lo llama capa). Una órbita es una trayectoria circular bien definida alrededor del núcleo.

II) mientras se encuentre en una órbita, el electrón no libera ni absorbe energía; por esto se conoce a las órbitas como **estacionarias** (o permitidas). En una órbita, la energía permanece constante.

III) cuando se le entrega energía a un átomo, el electrón puede **absorberla** y pasar a una órbita de mayor radio, (y, por esto, de mayor energía). En este caso, se dice que el

electrón está **excitado**. Cuando los electrones de un átomo no están excitados, el átomo se encuentra en **estado fundamental**. Cuando están excitados, en **estado excitado**.

IV) cuando un electrón pasa de una órbita más alejada del núcleo a otra más cercana entonces **libera o emite** energía en forma de **fotón** (una cantidad pequeña y determinada de energía).



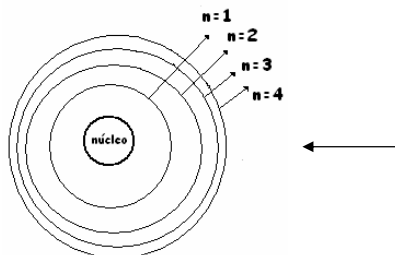
En este dibujito el electrón pasó a una órbita más cercana al núcleo y libera (o emite) un fotón.

Fijate que para que el electrón pase de una orbita menor a una mayor tiene que **absorber** un fotón.

V) para pasar de una órbita a otra, el electrón debe absorber o emitir una cantidad de energía igual a la diferencia de energía entre una capa y la otra (esto es porque la energía nunca " desaparece ", si no que se transforma). Si pasa de un nivel inicial (con una cantidad de energía E_i) a otro final (con otra cantidad de energía E_f), la diferencia (ΔE) se calcula como $E_f - E_i = \Delta E$.

El electrón sólo puede hallarse en alguna de las órbitas y no en los espacios entre ellas.

A las órbitas se las designa con el número n (que toma los valores 1, 2, 3, 4,...); la numeración comienza desde la que tiene menor radio (la primera capa tiene $n = 1$, la segunda $n = 2$, y así sucesivamente).



Fijate que las órbitas son cada vez más cercanas

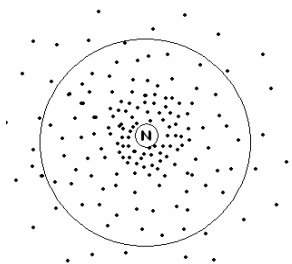
Cuanto más alejada del núcleo, más energía tiene la órbita. (E_4 es mayor que E_3 que es mayor que E_2 y a su vez mayor que E_1).

El valor de ΔE entre dos capas sucesivas (entre 2 y 1; entre 3 y 2; entre 4 y 3; etc.) es cada vez menor, ya que la separación entre las órbitas es cada vez menor.

Si un átomo tiene electrones excitados, se lo escribe con un asterisco para identificarlo: **Átomo excitado** = X^* (la letra X representa a un elemento cualquiera). Por ejemplo, en el caso del sodio (Na) sería: Na^* .

2) Modelo Orbital: Corresponde al modelo atómico moderno. La rama de la ciencia que estudia actualmente cómo se comportan las partículas subatómicas es la famosa **mecánica cuántica**.

En este modelo se reemplaza el concepto de **órbita** por el de **orbital (u orbital atómico)**. Un orbital es la zona del espacio en la que hay una alta probabilidad de encontrar al electrón. Al principio es un concepto difícil de imaginar. Los científicos de principios del siglo pasado descubrieron que **no** se podía determinar exactamente la trayectoria de un electrón en el átomo, ya que es imposible conocer al mismo tiempo la posición y la velocidad. O sea, ellos pueden calcular una en un instante, pero si lo hacen, no pueden calcular la otra. ¿Por qué pasa esto? porque a nivel microscópico y con los instrumentos de medición que tenemos, el hecho de medir una alteraría mucho a la otra.



El dibujo representa una superposición de "fotos" del átomo. Dijimos que no se puede conocer la trayectoria del electrón. Lo que sí se puede hacer es ver dónde hay más probabilidades de encontrarlo. Fijate que dentro del círculo se ven más electrones. Esto te dice que ahí hay más probabilidades de encontrarlo. Este orbital con forma esférica se llama **s**. Pero no todos los orbitales tienen esta forma.

Tipos de orbitales: (Esto es importante que lo entiendas)

Se clasifican según su forma en s, p, d y f. A cada uno de éstos se lo llama **subnivel**. No te voy a explicar cómo son porque son formas complejas. No es necesario que sepas dibujarlos.

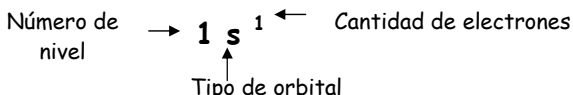
El **orbital s es esférico y simétrico**. Los restantes poseen otras formas que les permiten tener distintas orientaciones. Según qué orientación tengan se conocen: 3 tipos de orbitales p (p_x , p_y y p_z), 5 orbitales d, y 7 orbitales f.

Un nivel de energía puede estar integrado por más de un orbital y no todos los niveles tienen todos los tipos de orbitales. Por ejemplo, el nivel 1 sólo posee un orbital s. Pero el nivel 2 posee un orbital s y tres orbitales p. Además cada orbital admite como máximo 2 electrones.

Entonces, en un nivel los orbitales con una misma forma pueden tener una determinada cantidad de electrones: 2 el s (porque hay solo un orbital s por nivel), 6 el p (2 por p_x , 2 por p_y y 2 por p_z), 10 el d (2 por cada orbital d) y 14 (2 por cada orbital f) del f. Lo vas a ver más claro en el siguiente cuadro.

Capa (o nivel)	Orbitales	Cantidad máxima de electrones	Capa	Orbitales	Cantidad máxima de electrones
1	s	2	5	s p d f	2 6 10 14
2	s p	2 6	6	s p	2 6
3	s p d	2 6 10	7	s	2
4	s p d f	2 6 10 14			

Cada orbital atómico tiene una energía característica. En una misma capa, la energía del orbital s es menor que la del p, que es menor que la del d y a su vez menor que la del f. Para referirnos a un orbital de un átomo, lo nombramos dando el **número n** (es decir, indicando a qué capa pertenece), la **letra que indica la forma** que tiene, y la **cantidad de electrones** que posee. Por ejemplo, en el átomo de hidrógeno, su único orbital se nombra como:



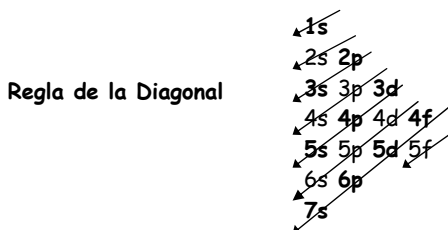
A partir de esta notación, podemos escribir la **configuración electrónica (CE)** de un átomo dado.

Configuración electrónica: Consiste en escribir cómo se encuentran distribuidos los electrones en un átomo o en un ion. Así, identificamos cuántos electrones hay en cada subnivel y en cada nivel.

Para escribirla, hay que respetar el siguiente orden:

..... ¡Tenés
 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f que
 saberlo!

Una reglita para recordarlo:



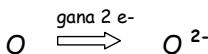
Empezás desde la flechita de arriba de derecha a izquierda, y vas armando la secuencia.

OJO. No es que a partir del nivel seis dejen de haber orbitales del tipo d y f. Solo no los pongo porque los átomos que vamos a ver no tienen tantos electrones como para llegar a esos orbitales.

REGLA DEL OCTETO

Esta regla dice que los átomos quieren parecerse al **gas noble más cercano**, es decir, quieren tener 8 electrones (ó 2 si quieren parecerse al He, en el caso del hidrógeno) en su último nivel. Cuando los átomos cumplen el octeto son más estables que cuando no lo cumplen.

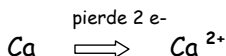
Por ejemplo, el oxígeno atómico tiene seis electrones en su último nivel de energía, por lo que no es muy estable. ¿Cómo podría ser más estable? Y según la regla del octeto, va a querer tener 8 electrones en su último nivel de energía. Puede hacer dos cosas... O perder los 6 electrones y parecerse al helio (He), o ganar dos electrones y parecerse al neón (Ne). ¿Qué te parece que va a pasar? Y en este caso le es más fácil ganar dos electrones. Pensá que el oxígeno es muy electronegativo, por lo que le "gusta" atraer electrones ...



Entonces el oxígeno atómico forma un anión.

Veamos otro caso. Fíjate en el calcio (Ca). Este elemento tiene dos electrones en su último nivel de energía. ¿ Qué va a hacer ? ¿ Va a perder esos dos electrones o ganar otros seis ?

El calcio no es muy electronegativo, así que no le va a " importar " perder a esos electrones...

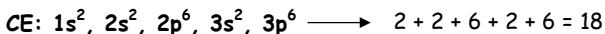


Entonces, el calcio forma cationes.

Veamos cómo podemos aplicar lo que aprendimos recién en un ejercicio de parcial:

Ejemplo: Escribir la CE del catión más estable que forma el elemento de $Z = 19$
Si te fijás en la tabla periódica, el elemento que tiene número atómico 19 es el potasio K
Este elemento tiene un electrón en su último nivel de energía y no es muy electronegativo: va a ceder su electrón. Entonces su catión más estable es el K^+ . Dado que tiene una carga positiva, tiene 1 electrón menos que los protones que tenga en su núcleo. Por lo tanto, **tiene 18 electrones**.

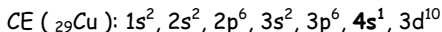
Respetando el orden que te di, vas escribiéndola hasta que llegás a los 18 electrones (tenés que sumar los numeritos de arriba)



Fíjate que en el último nivel (el $3^{\text{er}o}$) tiene 8 electrones. Esto cumple la *regla del octeto* entonces éste es su catión más estable.

Acordate: hay un máximo de electrones para cada orbital. Hay que llenarlos antes de pasar al siguiente.

Hay algunos elementos que no cumplen exactamente esta configuración: Cu, Cr, Au, Ag. Todos ellos no completan su último orbital s (tienen 1 electrón en él). Mirá por ejemplo la del cobre:



La configuración electrónica de los electrones que pertenecen a los niveles más externos forma la **configuración electrónica externa (CEE)**. Consiste en escribir cómo se encuentran distribuidos los electrones en la parte más externa de un átomo. (Para que vayas sabiendo: estos electrones son los que participan en las reacciones químicas). Normalmente son los del último nivel.

Tenés que tener cuidado cuando tienen orbitales d en un nivel anterior: si la CE termina en el nivel, por ejemplo, 5 y el átomo tiene ocupado un orbital d del nivel 4 entonces pueden ocurrir dos cosas:

1 - los orbitales d están completos, es decir, tiene 10 electrones. En este caso i) si ese subnivel es el último que aparece en la CEE entonces **sí** se escribe; ii) si le sigue un orbital p en la configuración, **no** se lo escribe en la CEE.

2 - los orbitales d están incompletos, tiene menos de 10 electrones. En este caso **sí** se escribe en la CEE.

Ejemplos: (Útil)

${}_{7}\text{N}$	CE: $1s^2, 2s^2, 2p^3$	CEE: $2s^2, 2p^3$
${}_{48}\text{Cd}$	CE: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^2, 4d^{10}$	CEE: $5s^2, 4d^{10}$
${}_{35}\text{Br}$	CE: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^5$	CEE: $4s^2, 4p^5$
${}_{26}\text{Fe}$	CE: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^6$	CEE: $4s^2, 3d^6$

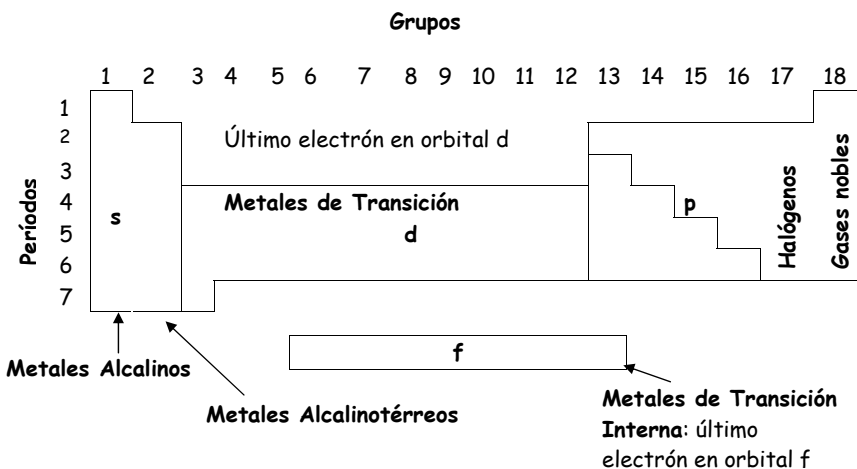
¿Cuándo dos o más cosas son isoelectrónicas?

La palabra "isoelectrónico" significa "igual cantidad de electrones". Entonces dos cosas son isoelectrónicas si poseen ambas el mismo número de electrones. Por ejemplo: el catión ${}_{19}\text{K}^+$ (18 electrones) es isoelectrónico con el átomo ${}_{18}\text{Ar}$ (18 electrones).

TABLA PERIÓDICA

Todos los elementos químicos que se conocen están ordenados en la tabla periódica **según su número atómico (Z)** formando filas y columnas. Las filas (horizontales) se llaman **períodos (P)**; los elementos que forman un mismo período tienen la misma cantidad de capas. Las columnas (verticales) se llaman **grupos (G)**; cada grupo está formado por elementos con iguales propiedades químicas, algunos tienen algún nombre en particular: G 1 son los Metales alcalinos, el G 2 son los Metales alcalinotérreos, el G 17 son los Halógenos y el G 18 son los Gases nobles.

La ubicación de los elementos en la tabla también se relaciona con la CE de cada uno: se ubican según cuál es el tipo de orbital (s, p, d o f) en el que termina su CE. En el siguiente esquema de la tabla podés ver todo lo que acabo de decir.



Los elementos de los bloques **s** y **p** se llaman **representativos**. Los elementos que están a la izquierda y debajo de la "escalerita" son **metales**. Los que están a la derecha y arriba son **no metales**. Además de numerar lo grupos, éstos tienen otro nombre y tienen una **CEE característica**:

1 = I A; CEE: ns^1
2 = II A; CEE: ns^2



Bloque s:
último electrón
en un orbital s

13 = III A; CEE: $ns^2 np^1$

14 = IV A; CEE: $ns^2 np^2$

15 = V A; CEE: $ns^2 np^3$

16 = VI A CEE: $ns^2 np^4$

17 = VII A CEE: $ns^2 np^5$

18 = VIII A; CEE: $ns^2 np^6$ (menos el He que es $1s^2$)



Bloque p: último electrón en un orbital p

Otra forma de escribir la CE de un elemento es poniendo entre corchetes el gas noble que está antes en la tabla y completando lo que falta.

Por ejemplo, la CE el ${}_{20}\text{Ca}$ se escribe como $[\text{Ar}] 4s^2$. Podés escribir la CE del argón (Ar) y la del calcio (Ca) y compararlas !

¿ Cómo ubicar un elemento en la tabla ?

Hay 3 formas de ubicarlo:

1) Sabiendo cuál es su período y cuál es su grupo. Entonces si te digo que un elemento tiene P 3 y G IIA, vas a la tabla, te fijás a lo largo del período 3 (segunda fila horizontal) y te parás en la casilla del grupo 2: es el magnesio (Mg).

2) Sabiendo cuál es el número atómico (Z) del elemento. Podés identificar cuál es el valor de Z que tiene cada elemento haciendo esto: el primer elemento es el hidrógeno (H: P 1 y G 1) con $Z=1$, arriba a la izquierda, y siguiendo hacia la derecha a lo largo de una fila sumás 1 al Z cuando pasás al elemento de al lado; al acabar la fila seguís sumando de igual manera en la fila de abajo (también empezando en la izquierda).

3) Sabiendo cómo termina su configuración electrónica: según cuál sea el último orbital ocupado en seguida sabés a qué bloque perteneces (s, p, d o f), y según cuántos electrones tenga ese orbital, sabrás en qué grupo.

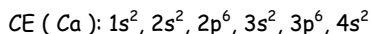
Ahora te puede salir otro de los ejercicios de parcial. Mirá este ejemplo:

Ejemplo:

Escribir el símbolo y la carga del ion estable proveniente de los átomos del elemento ubicado en grupo 2 y período 4 de la tabla periódica.

Si nos fijamos en la tabla, el grupo 2 (o II A) es el de los metales alcalinotérreos. En ese grupo, tenés que buscar cuál es el elemento que está en el período 4 (en este caso particular, es el 3er elemento de la columna). Este elemento es el calcio, cuyo símbolo es ${}_{20}\text{Ca}$. Pero acá no termina el ejercicio. Todavía tenemos que fijarnos cuál es el ion más estable de este elemento (**acordate de la Regla del octeto**).

Para esto nos conviene desarrollar la configuración electrónica del calcio:



En el último nivel (el 4^{to}) tiene 2 electrones, para llegar a 8 necesitaría 6 más (¡ es mucho !). Pero si pierde solamente 2, se queda con 8 en el 3^{er} nivel (que ahora sería el último !). Entonces nos quedó: $_{20}\text{Ca}^{2+}$

PROPIEDADES PERIÓDICAS

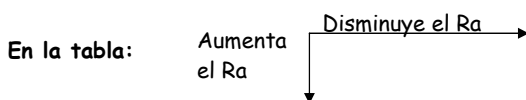
1) Radio atómico (Ra)

Es la distancia que hay desde el núcleo hasta la capa más externa de un átomo.

¿Cómo varía el radio atómico en la tabla?

Si nos movemos de izquierda a derecha **en un período**, la carga nuclear (positiva) va aumentando porque aumenta la cantidad de protones en el núcleo (aumenta el Z) entonces atrae con mayor fuerza a los electrones que se van agregando en la misma capa. Esta mayor fuerza hace que la capa pase a estar más cerca del núcleo que antes. De esta forma, disminuye el radio atómico.

Si nos movemos de arriba abajo **en un grupo**, los átomos tienen más capas de electrones (una más por cada período); como cada capa está más alejada que las anteriores y los electrones de las capas que quedan en el medio (electrones internos) tapan la carga nuclear, todo esto provoca que no sienta tanto la carga nuclear, entonces el radio es cada vez mayor.



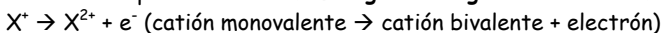
2) Energía de Ionización (E.I.)

Es la cantidad de energía que tenemos que darle a un átomo para

" sacarle " un electrón. Este electrón está en la **capa externa** del átomo. Ahora el átomo pasa a ser un anión catión con una carga positiva. Esto se llama también **Energía de Primera Ionización**. Y lo escribimos como:



También podríamos sacarle un electrón al catión que obtuvimos antes. La energía que necesitamos para eso se llama **Energía de Segunda Ionización**. Y lo escribimos como:

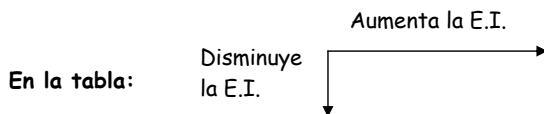


Lo mismo podríamos hacer con este nuevo catión, utilizando una **Energía de Tercera Ionización**; lo mismo con el siguiente; etc. Cada energía es mayor que la anterior.

¿ Cómo varía la energía de ionización en la tabla ?

Si nos movemos de arriba abajo **en un grupo**, la E.I. disminuye porque los átomos tienen cada vez más capas. Los electrones externos están cada vez más alejados entonces sienten con menos fuerza la atracción por el núcleo (carga positiva); también porque entre él y el núcleo hay más electrones que lo tapan (lo "apantallan" de la carga nuclear). De esta forma, necesitamos darle menos energía para sacarlo.

Si nos movemos de izquierda a derecha **en un período**, la E.I. aumenta porque los electrones se van agregando en una misma capa y al mismo tiempo la carga positiva del núcleo es cada vez mayor. El electrón va a estar más atraído y nos va a costar más sacarlo. Además fijate que en un período, hacia la derecha aumenta la electronegatividad. Entonces si hacia la derecha los átomos atraen más fuertemente a los electrones, va a haber que darles más energía para poder sacárselos



3) **Energía de Unión Electrónica (E.U.E.)**: es la energía que se libera cuando agregamos un electrón a un átomo. También se la llama **Afinidad Electrónica**.

Los valores de esta energía pueden ser positivos o negativos. Pensá que a un átomo como el oxígeno que le gusta ganar electrones, el hecho de " meterle " un electrón va a liberar energía, porque el O^{2-} es más estable. En este caso, la EUE va a ser **negativa**.

Veamos el otro caso. A un átomo de calcio le gusta ceder electrones para cumplir la regla del octeto. Entonces el hecho de ponerle un electrón no le va a gustar. Va a haber que otorgarle energía, por lo que va a ser **positiva**.

Cuando digo que **disminuye** estoy diciendo que se hace **más negativo**, es decir, se **libera más energía**.



4) **Radio Iónico**: Es la distancia que hay desde el núcleo hasta la última capa de un ion. Para átomos de un mismo elemento, se cumple que:

-Si a un átomo se le agregan electrones (pasa a ser un **anión**) va a haber más repulsión entre los electrones del ion (cargas de igual signo se repelen) y lo vemos como una expansión del tamaño, es decir, del radio iónico en comparación con el del átomo.

-Si a un átomo se le sacan electrones (pasa a ser un **cation**) va a haber menos apantallamiento y también puede ser que haya una capa menos, entonces el radio iónico va a ser más chico que el del átomo.

En general:

radio catión menor al radio atómico menor al radio aniónico

¿ Y para iones isoelectrónicos ?

Al tener igual cantidad de electrones, lo que los va a diferenciar es la cantidad de protones en el núcleo (carga nuclear). Cuanto mayor es la carga nuclear, más atracción sienten los electrones por el núcleo y entonces el radio iónico es menor porque estarán más cerca del núcleo. **Por ejemplo:** el Na^+ y el Mg^{2+} son isoelectrónicos, pero el magnesio tiene un protón más que el sodio, entonces **el radio del catión magnesio es menor que el radio del ion sodio**, una forma más corta de decirlo: $r_{\text{Na}^+} > r_{\text{Mg}^{2+}}$

Hagamos este otro ejercicio:

Ejemplo: Un átomo del elemento Z forma un anión divalente que es isoelectrónico con ${}_{19}\text{M}^+$.

a) Escribir la CEE de Z

b) Ordenar según radios atómicos crecientes los elementos Z, M y ${}_{34}\text{X}$.

Empecemos viendo qué quiere decir el enunciado. El anión divalente que forma el elemento Z tiene 18 electrones ¿Por qué? Si el elemento ${}_{19}\text{M}$ tiene 19, entonces el ${}_{19}\text{M}^+$ tiene 18 porque perdió 1. Entonces tenemos: Z^{2-} con 18 e^- . Podemos decir que el átomo Z tiene 16 e^- .

Como CE (Z): $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^4$ entonces la respuesta **a) CEE (Z): $3s^2, 3p^4$**

Si te fijás en la tabla periódica, los elementos ${}_{16}\text{Z}$, ${}_{19}\text{M}$ y ${}_{34}\text{X}$ son respectivamente ${}_{16}\text{S}$ (azufre, P 3 y G VI A), ${}_{19}\text{K}$ (potasio; P 4 y G 1 A) y ${}_{34}\text{Se}$ (selenio; P 4 y G VI A). Te conviene hacer un esquema como este:

3^{er} período		${}_{16}\text{S}$
4^{to} período	${}_{19}\text{K}$	${}_{34}\text{Se}$

El S y el Se pertenecen al mismo grupo. Como el Se está más abajo en la tabla entonces tiene más capas con electrones entonces su radio es más grande, es decir, $r_{\text{Se}} > r_{\text{S}}$.

El K y el Se pertenecen al mismo período. Como el Se se encuentra más a la derecha

entonces tiene más carga nuclear y por lo tanto es más chico que el potasio, es decir, $r_{Se} < r_K$.

Cuidado con lo de "creciente" y "decreciente"... Es un error muy pavo, pero MUY común. Creciente es de menor a mayor. Entonces, $r_S < r_{Se} < r_K$. (**tenés que escribir todo esto si te piden que justifiques!**).

Ojo! El problema pide ordenar los elementos Z, M y ${}_{34}X$, entonces en tu respuesta vas a poner: **b) Z < ${}_{34}X$ < M**.

¡ Es importante que sepas explicar estos temas para poder justificar tus respuestas !

Tendencias periódicas

Según las propiedades que tiene un elemento se lo puede clasificar como **metal**, **no metal** y **metaloide**.

Metales: tienen baja energía de ionización entonces forman fácilmente cationes (tienden a ceder sus electrones).

Se caracterizan por ser sólidos a temperatura ambiente (con la excepción del mercurio Hg que es líquido); son buenos conductores de la corriente eléctrica y del calor; son dúctiles, maleables y forman aleaciones. Tienen punto de fusión alto. También su densidad es alta.

No metales: tienen alta energía de ionización entonces forman fácilmente aniones (tendencia a aceptar electrones).

Pueden ser sólidos, líquidos o gaseosos a temperatura ambiente. No conducen la corriente eléctrica.

Metales: en la tabla, son los que están cerca de la línea zigzag (la "escalera").

Presentan propiedades de metales y de no metales. Conducen poco la corriente eléctrica; no son aisladores; son semiconductores.

Ahora probá resolver estos ejercicios, que están sacados de parciales.

Ejercicios de parciales

Problema 1

37,2 cm³ de una muestra del compuesto líquido C_xH₁₄O a temperatura ambiente contienen 2.52 × 10²⁴ átomos de hidrógeno. La densidad del compuesto en dichas condiciones es 0,820 g cm⁻³.

1) Calcula la atomicidad del carbono en el compuesto.	
2) Indica cuántas moléculas hay en 1,00 g del compuesto.	

Dato: N_A: 6,02 × 10²³ mol⁻¹

Solución

1) Calcular la atomicidad del C en el compuesto C_xH₁₄O

$$\text{Datos} \quad \left\{ \begin{array}{l} V_{\text{liq}} = 37.2 \text{ cm}^3 \\ \delta = 0.820 \text{ g/cm}^3 \\ 2.52 \cdot 10^{24} \text{ átomos de H} \end{array} \right.$$

La masa molar de C_xH₁₄O la podemos dejar expresada ya que tenemos la fórmula molecular, pero no la podemos calcular todavía porque nos falta la atomicidad del C.

$$M_r \text{ C}_x\text{H}_{14}\text{O} = x \cdot \underbrace{12,01}_{\text{Ar C}} + 14 \cdot \underbrace{1,01}_{\text{Ar H}} + 16,0 \cdot \underbrace{1}_{\text{Ar O}} = 30,14 + x \cdot 12,01$$

Ahora, calculemos cuantos moles de átomos de H hay en la muestra:

$$\begin{array}{l} 6,02 \cdot 10^{23} \text{ át. de H} \text{ — } 1 \text{ mol de át. de H} \\ 2,52 \cdot 10^{24} \text{ át. de H} \text{ — } x = 4,186 \text{ mol de át H} \end{array}$$

Con esto podemos pasar a moles de moléculas de C_xH₁₄O:

$$\begin{array}{l} 14 \text{ moles de át. de H} \text{ — } 1 \text{ mol de moléculas de C}_x\text{H}_{14}\text{O} \\ 4,186 \text{ moles de át. de H} \text{ — } x = 0,299 \text{ moles de moléculas C}_x\text{H}_{14}\text{O} \end{array}$$

Como es un líquido puro por medio de la densidad vamos a calcular la masa de C_xH₁₄O:

$$\begin{array}{l} \delta = \frac{m}{V} \quad \Rightarrow \quad m \text{ C}_x\text{H}_{14}\text{O} = \delta_{\text{liq}} \cdot V_{\text{liq}} \\ m \text{ C}_x\text{H}_{14}\text{O} = 0,82 \text{ g/cm}^3 \cdot 37,2 \text{ cm}^3 \\ m \text{ C}_x\text{H}_{14}\text{O} = 30,504 \text{ g} \end{array}$$

Por lo tanto, 30,504 g representan 0,3 moles. Entonces

$$n \text{ CHX}_3 = \frac{m}{M} \text{ CHX}_3 \Rightarrow M = \frac{m}{n} = \frac{30,504 \text{ g}}{0,299 \text{ mol}} = 102,02 \text{ g/mol}$$

Volvamos a la ecuación del Mr,

$$\Rightarrow 102,02 = 30,14 + x \cdot 12,01$$

$$\Rightarrow x = 6$$

Rta: La atomicidad del C es 6

2) Cuántas moléculas hay en 1 gr ?

$$102,02 \text{ g} \text{ ——— } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{C}_6\text{H}_{14}\text{O}$$

$$1,0 \text{ g} \text{ ——— } x = 5,9 \cdot 10^{21} \text{ moléculas de } \text{C}_6\text{H}_{14}\text{O}$$

Rta: En un gramo de muestra hay $5,9 \cdot 10^{21}$ moléculas de $\text{C}_6\text{H}_{14}\text{O}$

OTRO EJERCICIO DE PARCIAL

El elemento M forma un ion estable isoelectrónico con el anión X^{2-} .

El isótopo ^{40}M tiene 21 neutrones en su núcleo.

a) Indicar símbolo y carga de dicho ion de M

b) Indicar la C.E.E. del elemento X

c) Ordenar en forma creciente las energías de 1ª ionización de M, X y el 2º halógeno, identificando a cada uno con su símbolo químico.

Justificar.

Solución

a) Te dicen que el isótopo ^{40}M tiene 21 neutrones. Entonces tendrá 19 protones ($19 + 21 = 40$). El elemento que tiene $Z = 19$ es el potasio (K). ¿Cuál es el ion estable de este elemento ? Como tiene un electrón en su ultimo nivel de energía (esto lo podés ver en la tabla o haciendo la CE) y es poco electronegativo, para cumplir el octeto va a perder el electrón, formando el catión K^+ , que tendrá 18 electrones. Te dicen que K^+ es isoelectrónico con X^{2-} . Entonces X tiene 2 electrones menos que X^{2-} , por lo que tiene 16 electrones. Entonces su $Z = 16$, y es el azufre (S).

b) La CE del azufre es... $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

Por lo que la CEE es $3s^2 3p^4$.

c) Si te fijás en la tabla, el segundo halógeno es el cloro (Cl), con $Z = 17$.

Haciendo un cuadrito...

3 ^{er} período	-	^{16}S	^{17}Cl
4 ^{to} período	^{19}K	-	-

Sabés que la E. I. aumenta hacia arriba y la derecha, por lo que, en forma creciente (menor a mayor)

$$EI_K < EI_S < EI_{Cl}$$

Problema 3

Sean los elementos L, R, T y E. El elemento R tiene una CEE $6s^2$. Los núcleos de ^{126}L y ^{130}R tienen la misma cantidad de neutrones. El ion T^{2+} tiene 36 electrones. E es el 4º elemento halógeno.

3) Escribe la CEE del elemento L.	
4) Ordena en forma decreciente los radios atómicos de los elementos T, R y E, identificando a cada uno con su símbolo.	

Solución

3) Nos dicen que R tiene la siguiente CEE: $6s^2$. Conocida la CEE de R podemos escribir su CE completa según la regla de las diagonales lo que nos permite conocer su número de electrones.

$$\Rightarrow CE(R): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$$

Luego como R es un átomo no posee carga, con esto quiero decir que tiene igual número de electrones que de protones:

$$\Rightarrow \text{nro electrones} = \text{nro de protones}$$

$$\Rightarrow \text{nro de protones} = 56$$

$$\Rightarrow Z(R) = 56$$

Calculemos el nro. de neutrones de R:

$$\text{nro. de neutrones} = A(R) - Z(R)$$

$$\text{nro. de neutrones} = 130 - 56$$

$$\text{nro. de neutrones} = 74$$

L tiene la misma cantidad de neutrones que R, entonces:

$$\Rightarrow A(L) = \text{nro. de neutrones} + Z(M)$$

$$\Rightarrow Z(L) = A(L) - \text{nro. de neutrones}$$

$$\Rightarrow Z(L) = 126 - 74$$

$$\Rightarrow Z(L) = 52$$

Como se trata de un átomo, el número de electrones y el de protones coinciden, entonces ya podemos escribir la CE(L)

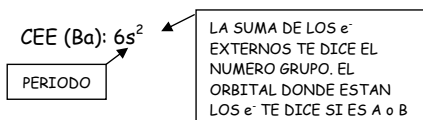
$$\Rightarrow CE(L): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^4$$

CEE(L): $5s^2 5p^4$

4) Para esto tenemos que identificar de que elementos se trata y en que grupo y período de la tabla se encuentran

$$Z(R) = 56 \Rightarrow \underline{R = Ba}$$

Este elemento se encuentra en el Período 6 y en el Grupo IIA. Si no tuvieras la tabla, pero conocés la CEE, podés decir cual es el grupo y período al que pertenece el elemento.



Con todo esto el Ba pertenece al período 6 y al grupo IIA.

Quién es T y E? Veamos que datos nos dan:

El ion T^{2+} tiene 36 electrones. Fijate que es un catión por lo tanto el átomo tuvo que perder electrones para adquirir carga positiva:

$$\text{nro. de electrones de } T^{2+} = \text{nro de electrones de } T - 2$$

Despejando..

$$\Rightarrow \text{nro de electrones de } T = \text{nro. de electrones de } T^{2+} + 2$$

$$\Rightarrow \text{nro de electrones de } T = 38$$

$$\Rightarrow Z(T) = 38$$

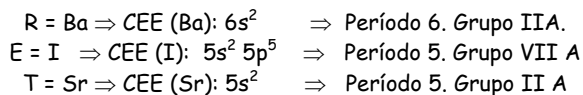
Otra vez vamos a la tabla:

$$\underline{T = Sr}$$

El elemento E es el cuarto halógeno, nuevamente vamos a la tabla:

$$\underline{E = I}$$

Resumamos toda la información que tenemos:



I y Sr pertenecen al mismo período pero a distintos grupos. El I tiene menor radio ya que su carga nuclear es mayor y atrae hacia sí los electrones con mayor intensidad, disminuyendo su radio. Luego $r_{Sr} > r_I$

Ba y Sr pertenecen al mismo grupo pero distintos períodos. El Ba tiene sus electrones externos en el sexto período, o sea tiene una capa más que el Sr, entonces el radio de Ba es mayor. Luego $r_{Ba} > r_{Sr}$

Finalmente,

$$r_{Ba} > r_{Sr} > r_I$$

Fin estructura atómica - magnitudes atómicas - tabla periódica

UNIONES QUÍMICAS

Contenido del capítulo:

- Definición de unión química
- Estructuras de Lewis.
- Tipos de unión química: iónica, metálica y covalente (simple, múltiple y dativa).
- Concepto de electronegatividad.
- Características del enlace covalente: longitud, energía, polaridad.

¿ QUÉ ES UNA UNIÓN QUÍMICA ?

En la naturaleza los átomos no están sueltos, sino que se unen entre sí formando compuestos (como el agua, la sal de mesa, el azúcar y casi todo lo que nos rodea). Es importante entonces estudiar las uniones entre los átomos. Se define la **unión química** como la fuerza que actúa entre dos átomos o grupos de átomos con intensidad suficiente como para mantenerlos juntos en una especie diferente. Hablando más claro, decimos que existe una unión química cuando dos o más átomos se juntan para dar un compuesto químico (que tiene sus propias características). Más adelante vamos a ver que hay distintos tipos de uniones, que pueden ser más o menos fuertes (o sea, que pueden ser más o menos fáciles de romper), que los átomos unidos pueden estar más o menos cerca, etc. Pero primero, veamos algo más importante...

¿ CÓMO SE UNEN LOS ÁTOMOS ?

Voy a empezar diciendote esto: los átomos se unen para llegar a un estado de menor energía. ¿ Qué quiere decir esto? Quiere decir que en general los átomos " sueltos " no son muy estables. Se unen formando compuestos para ganar estabilidad. **Acordate de esto:** en la naturaleza los átomos no están solos, están asociados a otros.

Ahora sí, vamos a ver cómo se forman las uniones químicas. Los átomos se unen compartiendo electrones. Ahora, ¿ Qué electrones ? **Rta:** Los más externos, los que forman parte de su última capa (los que escribís en la configuración electrónica externa, la CEE). Y ya dijimos que se unen para ser más estables. ¿ Cuándo son más estables ? Y bueno... cuando tienen ocho electrones en la capa más externa. Esto es lo que dice la **regla del octeto**, que formuló Lewis. Es muy importante que te la acuerdes :

REGLA DEL OCTETO

Esta regla dice que **los átomos forman uniones hasta rodearse de 8 electrones en su capa más externa, para tener la misma configuración electrónica del gas noble más cercano a ellos en la tabla**. Las excepciones a esta regla son: el H (gana un solo

electrón, y tiene la CE del He), el Li (que pierde un electrón para ser como el He) y el Be (que pierde 2 electrones). Los átomos tienen dos formas de completar su octeto de electrones externos: una es compartiendo electrones (vamos a ver bien esto cuando veamos la unión covalente). La otra es formando iones (que ya viste lo que son en el capítulo anterior)

ESTRUCTURAS DE LEWIS: REPRESENTANDO LAS UNIONES

Lo que hizo Lewis fue buscar una manera de representar las uniones químicas de los elementos mostrando alrededor del símbolo de cada uno sus electrones externos. Por ejemplo, para el oxígeno (de símbolo químico O y con 6 electrones externos o de valencia) la representación correcta sería:



El número de electrones externos lo podemos saber mirando la tabla periódica. Cada columna de la tabla periódica tiene arriba un número romano (I, II, III, IV, etc.). Este número nos da directamente el número de electrones que tenemos que ubicar alrededor del símbolo químico. Cada columna de la tabla se llama grupo. Todos los elementos de un mismo grupo tienen la misma cantidad de electrones externos.

* Ejemplo: el Hidrógeno, que está en la columna I (entonces tiene 1 electrón externo) se simboliza de la siguiente manera:

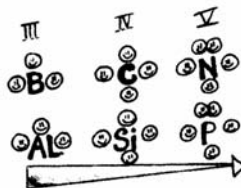


El Magnesio que está en la columna II: $\cdot\text{Mg}\cdot$

El Nitrógeno que está en la V:



Y así sucesivamente.



Una cosa importante que te tenés que fijar es que los electrones se ponen siempre distribuyéndolos de manera de que no haya 2 en un lado del símbolo si no hay ninguno en otro. Por ejemplo, no está bien poner $\cdot\text{Mg}$, sino que tiene que ir sí o sí como lo pusimos antes, o sea, un electrón de cada lado.

Ahora que ya sabemos cómo representar a los elementos, pasemos a las moléculas. Pero... ¿ qué es una molécula ?

En la tabla periódica la electronegatividad aumenta hacia la derecha y hacia arriba:



El Fluor es el elemento más electronegativo de la tabla. Esto quiere decir que siempre va a atraer los electrones para su lado. Los no metales son los elementos más electronegativos. (Están hacia la derecha y hacia arriba en la tabla). Los metales, son los menos electronegativos.

Hay **tres tipos de enlaces** que se distinguen por la diferencia de electronegatividades de los átomos que los componen:

ENLACE IÓNICO:

Este enlace se da cuando la diferencia de las electronegatividades de los átomos que se unen es muy grande (igual o mayor que 2). Dicho de otra manera, **por lo general la unión iónica se da entre un metal y un no metal**. Por ejemplo, si buscamos la electronegatividad del Potasio (K) es 0,8 y la del Bromo (Br) es 2,8. Entonces como la diferencia es de 2, sabemos que su unión será por **enlace iónico**.

Como resultado de una unión iónica quedarán dos partículas, una positiva y otra negativa, es decir, van a haber dos **iones**, de ahí el nombre de esta unión.

Ahora, si hay dos elementos (sigamos con el ejemplo del K y del Br) y sé que uno va a quedar como catión (con carga positiva, o sea, un e^- de menos) y otro como anión (con carga negativa, teniendo un e^- de más)... ¿ cómo sé cuál me queda de cada manera ?

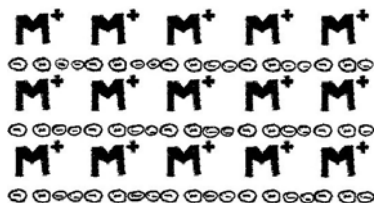
Es muy sencillo: aquel que tiene mayor electronegatividad me quedará negativo, porque " atrae " los e^- al tener mayor afinidad electrónica.

Como regla general, los metales forman cationes perdiendo entre 1 y 3 electrones y los no metales forman aniones, ganando entre 1 y 3 electrones.

Entonces, si queremos unir el K, que tiene 1 electrón externo, con el Br, que tiene 7, sucederá lo siguiente:



se hallan bastante libres, formando una especie de " mar " de electrones. O sea que en una unión metálica tenemos cationes rodeados de electrones " libres ". Acordate que los metales forman cationes con facilidad. Estos electrones libres son los que pierden los átomos metálicos para convertirse en cationes. Entonces, estos electrones del " mar " no pertenecen a un átomo en particular, sino a toda la unión metálica. Esto se ve más o menos así:



M^+ representa a un catión metálico " genérico ", y $\ominus \ominus$ son los electrones del "mar". Por esta razón los metales tienen algunas propiedades particulares que es importante saber:

- * Son buenos conductores de la electricidad y el calor. Esto es porque el "mar de electrones" se puede mover fácilmente.
- * Tienen densidad y puntos de fusión elevados, porque es necesario darles mucha energía para romper los enlaces metálicos que son bastante fuertes.
- * Son muy maleables. Esto es porque es fácil mover las capas de cationes (imaginate que los electrones libres hacen de "lubricante")

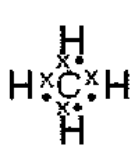
ENLACE COVALENTE:

Lo primero que tenés que saber para identificar un enlace covalente al toque es que se da entre dos átomos que tienen una diferencia de electronegatividad menor a 2 y tienen electronegatividades altas. ¿ Lo querés más fácil ? **El enlace covalente se da entre dos átomos de no metales, que pueden ser iguales o distintos.**

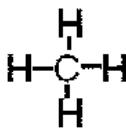
En las uniones de este tipo no hay transferencia de electrones, sino que los dos átomos **comparten** los electrones del enlace.

Es aquella unión que tiene la forma de las que ya vimos como ejemplo clásico de la estructura de Lewis (en las moléculas que comparten pares electrónicos).

Recordemos el metano (CH_4)...

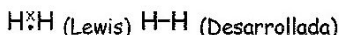


(Estructura de Lewis)

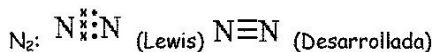
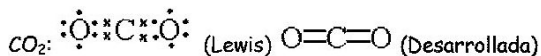


(Fórmula desarrollada)

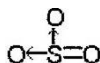
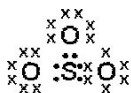
Éste es un **enlace covalente común**, porque en la unión participan electrones de los dos elementos. Y también es **heteronuclear** (entre átomos de distintos elementos). Si los dos átomos son iguales, la unión se llama **homonuclear**. Es el caso del H₂ (hidrógeno)...



Puede pasar que se comparta un solo par de electrones, como en el metano, o dos o tres pares, dando lugar a la formación de enlaces dobles o triples. En ese caso, las uniones se simbolizan de la siguiente manera...



Algo que no hemos nombrado antes es el **enlace covalente dativo** o **coordinado**. En este caso, el par electrónico compartido es de un solo átomo. O sea, un átomo " presta " dos electrones a otro átomo, pero el otro átomo no le presta nada a cambio. Para ver si se cumple el octeto no contamos los electrones del átomo con el que se hace la unión dativa. La unión dativa se ve, por ejemplo, en el SO₃:

SO₃:

Acá el azufre no necesita más electrones que los que le da un átomo de oxígeno para estar completo (tener 8 electrones). Pero tiene dos pares de electrones libres que

puede " prestar ", pudiendo hacer dos uniones dativas con dos átomos que les falten dos electrones. Ahí es cuando vienen los otros dos oxígenos. Este tipo de enlace se simboliza con una flechita. Nota: fijate como están puestas las crucecitas y los circulitos en la estructura de Lewis. Cuando es un enlace " normal " (simple, doble, triple), los electrones de los dos átomos se ponen enfrentados. Si es una unión dativa, no.

Otra cosa: quizás este tipo de unión te suene a verso, pero no es así. El SO_3 existe, y la única forma de explicar cómo están unidos sus átomos es ésta.

También puede pasar que tengas que hacer la estructura de un ion poliatómico, como es el SO_4^{2-} . ¿Qué quiere decir esto? Que tiene 2 cargas negativas más que las que supondríamos por sus átomos (y por extensión, como la carga negativa la dan los electrones, que tiene 2 electrones de más). Uno pensaría que el azufre tiene seis electrones y cada oxígeno otros seis, pero ¡ cuidado ! No es así, **eso no cumple con la regla del octeto**. A eso hay que agregar los dos extras ubicándolos siempre en oxígenos diferentes. La estructura del SO_4^{2-} quedaría entonces...



Si en cambio el ion tuviese carga positiva, como el NH_4^+ (ion amonio), quiere decir que tiene un electrón menos, que se sacará de cualquiera de los hidrógenos (sin distinción)...

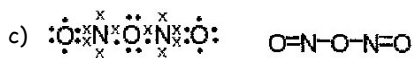


Algunos ejercicios para practicar Enlace Covalente:

Hacer la estructura de Lewis y la desarrollada para los siguientes compuestos:

- H_2
- NO_2^-
- N_2O_3

** Rtas: a) $\text{H}:\text{H}$ (Lewis) $\text{H}-\text{H}$ (Desarrollada)



CARACTERÍSTICAS DEL ENLACE COVALENTE

Del enlace covalente es del que más cosas se pueden decir (y, por lo tanto, del que más teoría te pueden tomar). Nosotros vamos a ver las siguientes características:

Polaridad de los enlaces

Que un enlace sea **polar** o **no polar** depende de la distancia a la que esté el par de electrones que comparte una unión de los núcleos de los átomos. Y esta distancia depende de la **electronegatividad** de los átomos que participan del enlace. ¿ Qué quiero decir con esto ? Que si tengo una unión covalente de dos átomos iguales (por ejemplo H-H), como no hay diferencia entre sus electronegatividades y el par de electrones compartido es equidistante de los dos núcleos, el enlace es **no polar**.

Si tengo una unión covalente, pero de 2 átomos diferentes, entonces el par de electrones se desplazará un poquito hacia el átomo más electronegativo. Esta sería un enlace **polar** (como por ejemplo el H-Cl).

Cuando hablamos de polaridad podemos imaginarnos que hay una gran escala desde lo menos polar a lo más polar. En el extremo de las uniones menos polares están las uniones homonucleares (donde la diferencia de electronegatividades es cero). En el otro extremo estarían las uniones iónicas, pero ¡ ojo ! las uniones iónicas no son covalentes.

Un ejemplo de unión covalente muy polar, pero que no es iónica es la unión del H-F. Acordate que el flúor es el elemento más electronegativo de todos.

Te pongo acá una tabla para ayudarte a ordenar las cosas:

Tipo de Unión	Diferencia de electronegatividades	Ejemplos
Iónica	Mayor a 2	Na^+Cl^- o K^+Br^-
Covalente polar	Menor que 2 y mayor que 0,4	HCl o H_2O
Covalente no polar	De 0,4 a 0	CH_4 o PH_3

Algunos ejercicios para practicar polaridad:

Ordenar las siguientes uniones de mayor a menor polaridad:

- I-Cl, F-B, N-O.
- H-Cl, NaCl, P-Cl.
- H-F, F-F, Be-F.

****Rtas:**

- I-Cl, F-B, N-O
- NaCl, P-Cl, H-Cl (el NaCl es iónico, el resto son covalentes)
- Be-F, H-F, F-F

Igualmente esto que vimos de polaridad es bastante básico. En el próximo capítulo lo vamos a ver mejor

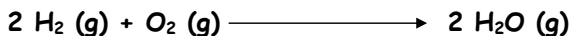
ENERGÍA DE ENLACE:

Las uniones pueden ser más fuertes o débiles. Cuanto más fuerte es una unión más energía va ser necesaria para romperla y obtener los dos átomos de ese enlace por separado. Pero, ¿cómo sé cuáles son las uniones más fuertes ?

Rta: Es fácil: si tengo una unión covalente simple (que los átomos comparten un solo par de electrones) la unión es relativamente débil; en cambio si es doble (compartiendo dos pares de electrones) la unión se vuelve más fuerte, lo mismo pasa con los enlaces triples.

Cuando unimos dos elementos, por ejemplo Hidrógeno y Oxígeno para formar agua, se libera una determinada cantidad de energía. Esta misma cantidad es la que se necesitaría para romper el enlace (es la Energía de Enlace).

Prestá atención ahora que voy a poner exactamente cómo averiguar la Energía de Enlace en el caso del agua. La reacción sería:



* Energía de enlace H-H: 436 kJ/mol

* Energía de enlace O=O: 498 kJ/mol

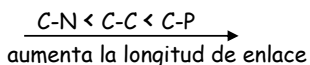
* Energía de enlace O-H: 463 kJ/mol

Vemos que en la reacción se forman dos moléculas de agua (o sea, 4 enlaces O-H) y se rompen dos enlaces H-H y uno O=O. Quedaría así entonces:

2 moles (436 kJ/mol) + 1 mol (498 kJ/mol) \longrightarrow 2 moles (2 x 463 kJ/mol).

Lo importante es averiguar la diferencia entre la energía que necesitas para romper los enlaces de los reactivos y la energía necesaria para formar 2 moles de agua. Esto se conoce como **balance energético** (en el caso del agua vale 482 kJ). Esta energía es la que se libera cuando se forman 2 moles de moléculas de agua a partir de hidrógeno y oxígeno.

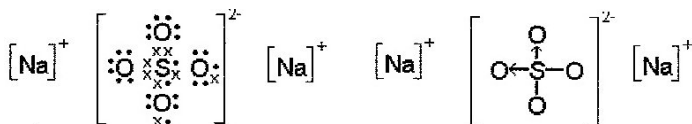
Longitud de Enlace: se define como la distancia entre los núcleos de los átomos que participan de la unión. Esta longitud depende de dos factores: uno es el tamaño de los átomos (cuanto más grandes sean, más separados van a estar, esto vale para enlaces simples, dobles y triples) y el otro es la multiplicidad del enlace: un enlace simple es más largo que uno doble, que es más largo que uno triple. Por ejemplo:



	C-C	C=C
Longitud del enlace:	0,153 nm	0,134 nm

Ahora que ya viste los tres tristes tipos de uniones, es importante que sepas que también hay moléculas un poquito más complejas que combinan más de un tipo de unión. Por ejemplo, el Na_2SO_4 tiene uniones covalentes entre el azufre (S) y el oxígeno y iónicas entre el oxígeno y el sodio.

Así te quedarían entonces las estructuras de Lewis y la desarrollada:



Ejercicios finales

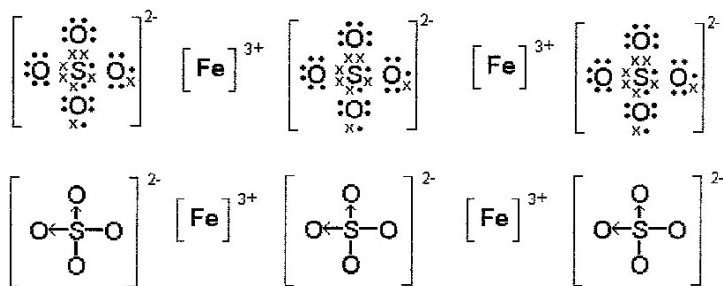
1) Indicar qué tipo de uniones tienen los diferentes compuestos:

- a) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ b) LiClO_4 c) $\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2$ d) K_2SO_3 e) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ f) HNO_3

2) Escribir la estructura de Lewis y la desarrollada de cada compuesto del ejercicio 1).

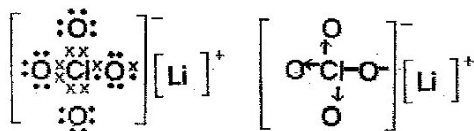
**** Rtas:**

- a) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$:



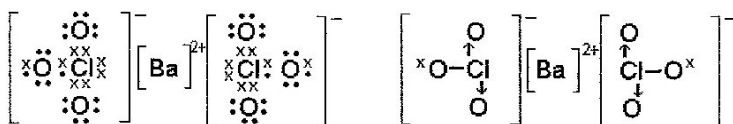
Podés ver que las uniones que hay en el $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ son iónicas, covalentes simples y covalentes dativas.

b) LiClO_4



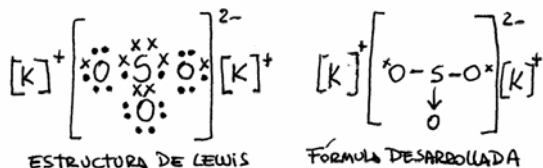
El LiClO_4 tiene uniones covalentes, tanto simples como dativas y una unión iónica.

c) $\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2$

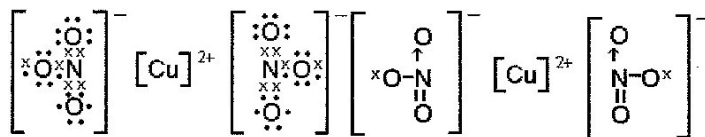


Este compuesto tiene uniones iónicas, covalente simples y covalentes dativas.

d) K_2SO_3



Este compuesto tiene tanto uniones iónicas como covalentes, simples y dativas.

e) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ 

El $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ tiene uniones iónicas, covalentes simples y covalentes dativas.

f) HNO_3 

Y tenemos otro ejemplo que aunque parezca complicado es simple, volvemos a las uniones covalente simples y dativas.

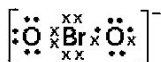
PROBLEMA 3

UN ÁTOMO DEL TERCER ELEMENTO HALÓGENO FORMA CON ÁTOMOS DE OXÍGENO UN ANIÓN MONOVALENTE, EN EL QUE TIENE UN NÚMERO DE OXIDACIÓN +3. ESCRIBIR LA ESTRUCTURA DE LEWIS DE DICHO ANIÓN, IDENTIFICANDO AL TERCER ELEMENTO HALÓGENO CON SU SÍMBOLO.

Solución

Lo que hacemos en este ejercicio es fijarnos en la tabla en los halógenos cuál es el que está en la tercera posición: es el Bromo (Br). Nos dice que queda formando un anión monovalente, o sea teniendo una carga negativa. Como el bromo tiene de número de oxidación +3, se tiene que unir entonces con dos oxígenos (número de oxidación -2) para que me quede con una carga negativa.

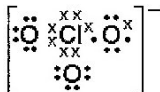
Tendríamos el anión BrO_2^- , con una estructura de Lewis:

**PROBLEMA 4**

UN ÁTOMO DEL SEGUNDO ELEMENTO HALÓGENO FORMA CON ÁTOMOS DE OXÍGENO UN ANIÓN MONOVALENTE, EN EL QUE TIENE UN NÚMERO DE OXIDACIÓN +5. ESCRIBIR LA ESTRUCTURA DE LEWIS DE DICHO COMPUESTO, IDENTIFICANDO AL SEGUNDO ELEMENTO HALÓGENO CON SU SÍMBOLO.

Solución

Buscamos el segundo elemento halógeno en la tabla y vemos que es el Cloro (Cl). Forma uniéndose con átomos de oxígeno un anión monovalente, entonces sabemos que se debe unir con 3 átomos de oxígeno (número total de oxidación -6), así teniendo número de oxidación +5, el total de la molécula es -1 como nos piden. El anión nos queda de esta manera: ClO_3^- , con una estructura de Lewis:



Con estos últimos ejercicios tenés una idea de qué se toma en los parciales, para que no te encuentres con ninguna sorpresa.

Nomenclatura de compuestos inorgánicos

En este capítulo vamos a ver un tema que, si bien no es ni muy atractivo ni emocionante, es indispensable en esta ciencia: ¿ cómo se nombran los compuestos químicos ?

En los primeros años de la química, los alquimistas (así se llamaba a los primeros que empezaron a estudiar química) usaban distintos nombres para referirse a las sustancias. " Polvo de Algarrotti ", " sal de Alembroth ", " agua fagedênica " o " colcotar " eran algunos de estos, que ahora no parecen muy científicos sino que recuerdan a libros como Harry Potter.

El problema es que estos nombres no decían absolutamente nada sobre su naturaleza química. Con el avance de esta disciplina era evidente que tenían que buscar nombres que expresaran eficientemente la composición de las sustancias. Para eso era necesario que existieran ciertas normas a seguir para nombrar a un compuesto. Así, dado un nombre, estas normas deberían ser capaces de permitirnos escribir sin duda alguna la estructura del compuesto y, dada una estructura, escribir correctamente su nombre.

Así, se fue construyendo una primera nomenclatura, la llamada **nomenclatura tradicional** que sigue vigente hoy en día. Además, el siglo pasado la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) estandarizó el sistema de normas, naciendo así otro tipo de nomenclatura que es la más aceptada hoy en día: la **nomenclatura IUPAC**.

Es importante que sepas que hay ciertas sustancias en las que el uso histórico hace que se las siga llamando con su nombre más común, como por ejemplo el agua (H_2O), el amoníaco (NH_3), el ácido sulfúrico (H_2SO_4), etc.

El número de oxidación

Algo muy importante que hay que definir cuando hablamos de nomenclatura es el **número de oxidación**. Ya sabés a esta altura que lo que hace posible que distintos elementos se unan para formar un compuesto son los electrones. Ahora... ¿ Qué es el número de oxidación ? Es un número entero que representa el número de electrones que un átomo pone en juego cuando forma un compuesto determinado. Es **positivo** si el átomo pierde electrones o los comparte con un átomo que tienda a captarlos, y será **negativo** cuando el átomo gane electrones, o los comparta con un átomo que tienda a cederlos. ¿ Y cómo sabés cuál es el número de oxidación de un elemento en un determinado compuesto ? Y bueno mi amigo/a... Como en todas estas cosas, hay reglas.

Reglas para asignar los números de oxidación.

Vas a ver que son fáciles y que sólo te tenés que aprender un par de cositas...

1) El número de oxidación de un elemento en una **sustancia simple** es cero. Por ejemplo, el oro (Au), la plata (Ag), el hierro (Fe). También en las moléculas O₂, H₂, Br₂, etc.

2) En un compuesto químico, la suma de los números de oxidación (no te olvides de su signo !) de los elementos implicados multiplicados por sus respectivas atomicidades es igual a cero. Por ejemplo, para el compuesto AX₂ vos sabés que...

$$N^{\circ}_A + 2 \cdot N^{\circ}_X = 0$$

Fijate que para que esto ocurra, el signo del N^o_A tiene que ser distinto del signo del N^o_X.

3) En el caso de los **iones** (partículas con carga), la suma de los números de oxidación de los elementos implicados, multiplicados por sus respectivas atomicidades es igual a la carga neta del ion. Imaginemos ahora el compuesto A₃X₂³⁻. Entonces sabés que...

$$3 \cdot N^{\circ}_A + 2 \cdot N^{\circ}_X = - 3$$

4) El **hidrógeno** combinado presenta generalmente número de oxidación " + 1 ", con excepción de los hidruros donde es " - 1 " (ya vamos a ver después qué son estos últimos). Ejemplos: HF, HNO₃, etc.

5) El **oxígeno** combinado presenta generalmente número de oxidación " - 2 " Ejemplos: SO₂, CO₂, H₂SO₄, etc.

Acá ya podemos ver algo **muy importante**. Hay veces en las que no vas a saber el número de oxidación de todos los elementos de tu compuesto, pero vas a poder averiguarlos. Fijate en el H₂SO₄. Como es una molécula, no tiene carga neta y la suma de sus números de oxidación tiene que ser cero. Por las reglas sabés que N^o_H = + 1 y que el N^o_O = - 2. Entonces podés calcular el N^o_S...

$$2 \cdot N^{\circ}_H + N^{\circ}_S + 4 \cdot N^{\circ}_O = 0$$

Reemplazando...

$$2 \cdot (+ 1) + N^{\circ}_S + 4 \cdot (- 2) = 0$$

$$N^{\circ}_S = + 6$$

Entonces, sacaste que en este compuesto el azufre (S) " juega " con " + 6 ".

6) Todos los elementos del grupo IA de la tabla periódica presentan número de oxidación "+1". Por ejemplo, **NaCl**, **KI**

7) Todos los elementos del grupo IIA de la tabla tienen número de oxidación "+2". Veamos el **CaO**. Dijimos que los del grupo IIA, como el calcio, juegan con "+2"; además ya sabés que el oxígeno juega con "-2". Chocho: $(+2) + (-2) = 0$ ☺.

8) El **fluor** siempre tiene número de oxidación igual a "-1"

9) Los demás halógenos (**Br**, **Cl**, **I**, **At**) tienen número de oxidación "-1" en compuestos binarios formados con metales. Veamos por ejemplo el **NaCl**. El sodio es un elemento del grupo IA, por lo que juega con "+1"; como el **NaCl** es un compuesto binario (está formado por dos átomos distintos) y el sodio es un metal, el cloro juega con "-1"

$$(+1) + (-1) = 0 \rightarrow \text{Chochos.}$$

¡ **Ojo!** Tené en cuenta que muchas veces el número de oxidación de un elemento depende del compuesto que esté formando. Por ejemplo, el cloro unido en un compuesto puede tener número de oxidación "-1", pero en otro puede tener "-5"... ¿ Se entiende ? Los diferentes números de oxidación que presenta un elemento aparecen generalmente en la parte de atrás de la tabla periódica.

Y bueno. Llegamos al campo de batalla. Antes que nada, hay ciertas cosas que vimos antes que quizás es necesario refrescar, como por ejemplo, ¿ Qué es un ión ? Un ión es una partícula con carga. Si está cargado positivamente, se lo llama **cación**. Si está cargado negativamente, entonces se le dice **anión**.

Vamos a ver ahora los distintos tipos de compuestos que pueden formar los átomos, que están clasificados según el número de átomos diferentes que los forman. Dentro de esta clasificación se pueden distinguir los compuestos **binarios**, **ternarios** y **cuaternarios**. Los primeros son los que están formados por dos átomos distintos, los ternarios por tres, etc. A la vez, cada uno de estos grupos se puede dividir en otros subgrupos.

Empecemos por los más simples, que son los compuestos binarios.

1) Compuestos binarios

a) Sales no oxigenadas

Una sal no oxigenada se forma cuando se une un **cation metálico** con un **anion no metálico**.

- Si el metal tiene un único número de oxidación, la nomenclatura tradicional y la IUPAC van a coincidir.

Lo que tenés que hacer es agregar al no metal el sufijo "uro" de manera que te quede algo de la forma "Nometaluro de metal". Por ejemplo...

	Nomenclatura tradicional	IUPAC
KI	Ioduro de potasio	Ioduro de potasio
NaCl	Cloruro de sodio	Cloruro de sodio

- Si el metal tiene más de un número de oxidación la cosa se va a poner un poco más picante. Vas a seguir teniendo que ponerle el sufijo " - uro " al **no metal**, pero ahora van a pasar dos cosas distintas dependiendo el tipo de nomenclatura.

Tradicional

Si el metal usa el número de oxidación más bajo tenés que ponerle el sufijo "oso". Si usa el más grande, tenés que ponerle el sufijo "ico". Veamos dos ejemplos con el CuCl y el CuCl₂.

Por las reglas, sabés que en estos dos casos el cloro juega con " - 1 "
Si te fijás en la tabla, el cobre puede usar " + 1 " o " + 2 ".

CuCl En este caso el cobre usa " + 1 " (usa la más chica), entonces vas a tener que ponerle el sufijo "oso" y el nombre va a ser **cloruro cuproso**.

CuCl₂ En este otro caso el cobre usa " + 2 " (la más grande), entonces va a haber que ponerle el sufijo "ico" y el nombre va a ser **cloruro cúprico**.

IUPAC

En esta nomenclatura no se usa lo de " ico " y " oso ". En cambio, al lado del nombre del metal se pone, entre paréntesis, el número de oxidación con el que juega en ese compuesto en letra romana.

El nombre IUPAC para CuCl , entonces, va a ser **cloruro de cobre (I)**
Y para CuCl_2 va a ser **cloruro de cobre (II)**.

Veamos un par de ejemplos más...

	Nomenclatura tradicional	IUPAC
FeBr_2 (el hierro usa + 2)	Bromuro ferroso	Bromuro de hierro (II)
FeBr_3 (el hierro usa + 3)	Bromuro férrico	Bromuro de hierro (III)

b) Óxidos (compuestos con oxígeno)

Existen dos tipos de óxidos: de metales y de no metales.

b₁) Óxidos de metales

Es cuando tenés un metal + oxígeno.

- Si el metal tiene un solo número de oxidación, el compuesto se va a llamar " Óxido de metal ". La nomenclatura tradicional y moderna van a coincidir. Veamos algunos ejemplos...

	Nomenclatura tradicional	IUPAC
MgO	Óxido de magnesio	Óxido de magnesio
Li_2O	Óxido de litio	Óxido de litio
CaO	Óxido de calcio	Óxido de calcio

- Si el metal tiene más de un número de oxidación la cosa nuevamente va a cambiar dependiendo del tipo de nomenclatura.

Tradicional

Si el metal usa el número de oxidación más chico vas a tener que ponerle el sufijo "oso" y si usa el más grande el sufijo "ico".

Por ejemplo, en el compuesto FeO el hierro usa el número de oxidación "+2". Como es el más chico de los dos que puede usar, el compuesto se llama **óxido ferroso**.

En el caso del Fe₂O₃, el hierro usa el número de oxidación "+3". Como es el más grande de los dos, el compuesto se va a llamar **óxido férrico**.

IUPAC

En esta nomenclatura, en vez de usar "ico" y "oso" se pone, como vimos antes, el número de oxidación que se usa en letras romanas y entre paréntesis. El FeO según esta nomenclatura se llama, entonces, **óxido de hierro (II)**, mientras que el Fe₂O₃ se llama **óxido de hierro (III)**.

Veamos algunos ejemplos más...

	Nomenclatura tradicional	IUPAC
PbO	Óxido plumboso	Óxido de plomo (II)
PbO₂	Óxido plúmbico	Óxido de plomo (III)

b₂) Óxidos de no metales

Es cuando tenés un no metal + oxígeno

- Si el no metal tiene un único número de oxidación se pone "óxido de **no metal**". La nomenclatura tradicional y la IUPAC coinciden. Por ejemplo, el compuesto SiO₂ se llama óxido de silicio.
- Si el no metal tiene más de un número de oxidación, otra vez la cosa va a ser diferente dependiendo de las dos nomenclaturas.

Tradicional

Se los nombra según su atomicidad. ¿Qué es esto? De acuerdo a la cantidad de átomos de cada uno que tengan. Si es un átomo, mono; si son dos, di; si son tres, tri, etc.

Veamos algunos ejemplos...



(el nitrógeno usa + 3)

Nomenclatura tradicional

Trióxido de dinitrógeno



(el nitrógeno usa + 5)

Pentóxido de dinitrógeno

En la nomenclatura **IUPAC** no se usan las atomicidades, si no que se pone " óxido de **no metal** (N^o ox) ". Entonces, el N_2O_3 según IUPAC se llama **óxido de nitrógeno (III)**, mientras que el N_2O_5 se llama **óxido de nitrógeno (V)**.

Veamos algunos ejemplos más...

	Nomenclatura tradicional	IUPAC
P_2O_3	Trióxido de difósforo	Óxido de fósforo (III)
P_2O_5	Pentóxido de difósforo	Óxido de fósforo (V)

c) Compuestos con hidrógeno

c₁) Hidruros

Son compuestos en los que hay un metal unido a hidrógeno. Acordate que en el caso de los hidruros se toma el número de oxidación del hidrógeno como " - 1 ".

- Si el metal tiene un único número de oxidación se escribe " Hidruro de **metal** ". En este caso, las dos nomenclaturas van a coincidir. Veamos algunos ejemplos...

	Nomenclatura tradicional	IUPAC
NaH	Hidruro de sodio	Hidruro de sodio
MgH_2	Hidruro de magnesio	Hidruro de magnesio

- Si el metal tiene más de un número de oxidación, como ya te debes imaginar la cosa cambia con las dos nomenclaturas.

Tradicional

Vamos a poner " oso " cuando el metal use el número de oxidación más bajo e " ico " cuando use el más alto. Por ejemplo...

	Nomenclatura tradicional
CuH (cobre usa " + 1 ")	Hidruro cuproso
CuH₂ (cobre usa " + 2 ").	Hidruro cúprico

IUPAC

Como ya dijimos, en esta nomenclatura no se pone el " ico " u " oso ", si no que se pone al costado el número de oxidación entre paréntesis y con letra romana. Entonces, el CuH según esta nomenclatura se llama **hidruro de cobre (I)** mientras que el CuH₂ se llama **hidruro de cobre (II)**.

Veamos algunos ejemplos más...

	Nomenclatura tradicional	IUPAC
NiH₂ (usa " + 2 ")	Hidruro níqueloso	Hidruro de níquel (II)
NiH₃ (usa " + 3 ")	Hidruro níquelico	Hidruro de níquel (III)

c₂) Hidrógeno unido a halógenos y a azufre

Acordate que el número de oxidación del hidrógeno era " - 1 " solamente en los hidruros y que después siempre vale " + 1 ". En este caso la nomenclatura tradicional y la IUPAC coinciden. Estos compuestos se llaman de la manera " No metaluro de hidrógeno "

Veamos algunos ejemplos...

	Nomenclatura tradicional	IUPAC
HCl	Cloruro de hidrógeno	Cloruro de hidrógeno
HI	Ioduro de hidrógeno	Ioduro de hidrógeno
HBr	Bromuro de hidrógeno	Bromuro de hidrógeno
H₂S	Sulfuro de hidrógeno	Sulfuro de hidrógeno

Igualmente, es importante que tengas en cuenta que a estos compuestos, como en general son ácidos (ya que ceden un H⁺), se los llama ácido clorhídrico, ácido iodhídrico, ácido sulfhídrico, etc.

2) Compuestos ternarios

Son los que están formados por tres átomos distintos.

a) Hidróxidos

Los hidróxidos son compuestos que están formados por un metal unido a oxígeno e hidrógeno. El anión formado por la unión de un átomo de hidrógeno con uno de oxígeno, OH^- , se llama hidróxido u oxidrilo y es muy importante en química. Entonces... ¿Cómo se forman los hidróxidos? Por la unión de un **anión hidróxido** con un **catión metálico**.

- Si el metal tiene un único número de oxidación, la nomenclatura tradicional y la moderna (IUPAC) van a coincidir. Dado el compuesto **metal(OH)_x** se lo llama hidróxido de " metal ". Veamos algunos ejemplos.

	Nomenclatura tradicional	IUPAC
KOH	Hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio
Ca(OH) ₂	Hidróxido de calcio	Hidróxido de calcio
Al(OH) ₃	Hidróxido de aluminio	Hidróxido de aluminio

Veamos el primer caso. Si te fijás en la tabla, el potasio (K) tiene un único número de oxidación " + 1 " (está en el grupo IA, tiene sentido). Para que el compuesto hidróxido de potasio sea neutro tiene que haber un solo oxidrilo, ya que el número de oxidación de este ion es " - 1 " (porque el del oxígeno es " - 2 " y el del hidrógeno es " + 1 "). Si hay un solo oxidrilo, se lo pone sin paréntesis.

En el caso del Al(OH)_3 el aluminio usa número de oxidación " + 3 ". ¿Cuántos oxidrilos necesitás para que el compuesto sea neutro? Y... tres oxidrilos: así la suma de los números de oxidación de los dos iones, o de todos los átomos, va a ser cero. El número de oxidrilos que hay en un compuesto lo tenés que poner, en subíndice, a la derecha del (OH).

- Si el metal tiene más de un número de oxidación, la cosa va a ser distinta dependiendo de la nomenclatura.

Tradicional

Si el metal usa el número de oxidación más chico se pone el sufijo " oso ", mientras que si usa el más grande se pone el sufijo " ico ". (Veo que no te sorprendés... ¡ es que es siempre igual !).

IUPAC

En cambio, en **IUPAC** no se usa "oso" o "ico", si no que se pone el número de oxidación que usa el metal entre paréntesis.

Veamos algunos ejemplos...

	Nomenclatura tradicional	IUPAC
CuOH (el cobre usa + 1)	Hidróxido cuproso	Hidróxido de cobre (I)
Cu(OH)₂ (el cobre usa + 2)	Hidróxido cúprico	Hidróxido de cobre (II)
Fe(OH)₂ (el hierro usa + 2)	Hidróxido ferroso	Hidróxido de hierro (II)
Fe(OH)₃ (el hierro usa + 3)	Hidróxido férrico	Hidróxido de hierro (III)

b) Oxoácidos

Estos compuestos se forman por la unión de **oxígeno + no metal + hidrógeno**.

- Si el no metal tiene un único número de oxidación, la cosa NO va a ser la misma en las dos nomenclaturas.

Tradicional

En esta nomenclatura el oxoácido se nombra "ácido no metálico". Por ejemplo el compuesto H_2CO_3 es el **ácido carbónico**.

IUPAC

En esta se la llama "no metalato de hidrógeno". Por ejemplo, para el mismo caso que antes, el H_2CO_3 , según IUPAC se llama **carbonato de hidrógeno**.

- Si el no metal tiene dos números de oxidación...

Tradicional

Si el no metal usa el número de oxidación más bajo, se le pone el sufijo "oso", mientras que si usa el más grande se le pone el sufijo "ico", además de la palabra "ácido".

IUPAC

Se lo llama "nometalato (nº ox) de hidrógeno".

Veamos algunos ejemplos...

	Nomenclatura tradicional	IUPAC
HNO ₂ (el N usa + 3)	Ácido nitroso	Nitrato (III) de hidrógeno
HNO ₃ (el N usa + 5)	Ácido nítrico	Nitrato (V) de hidrógeno

- Si el no metal tiene cuatro números de oxidación como en los halógenos (elementos del grupo VII A)...

Tradicional

En la que siempre usábamos "ico" y "oso" ya no nos alcanza, se necesitan dos indicadores más. Lo que se hace es, al más bajo además del sufijo "oso" se pone el prefijo "hipo", siendo "ácido **hiponometaloso**". Si es el segundo desde abajo, sólo se le pone el sufijo "oso", entonces va a llamarse "ácido **nometaloso**". Al que tiene el número de oxidación tercero desde abajo se le pone el sufijo "ico", entonces es "ácido **nometalico**"; Mientras que si usa el número de oxidación más alto, además del "ico" se le pone el prefijo "per", llamándose "ácido **pernometalico**".

Nº Ox: I	III	IV	VII
ácido hiponometaloso	ácido nometaloso	ácido nometalico	ácido pernometalico

IUPAC

Acá se lo llama de la misma manera que antes, "nometalato (Nº ox) de hidrógeno".

Veamos un ejemplo con los distintos oxoácidos que forma el bromo (Br)...

	Nomenclatura tradicional	IUPAC
HBrO (Br usa + 1)	Ácido hipobromoso	Bromato (I) de hidrógeno
HBrO₂ (Br usa + 3)	Ácido bromoso	Bromato (III) de hidrógeno
HBrO₃ (Br usa + 5)	Ácido brómico	Bromato (V) de hidrógeno
HBrO₄ (Br usa + 7)	Ácido perbrómico	Bromato (VII) de hidrógeno

c) Sales de oxoácidos

Estos compuestos están constituidos por **metal + no metal + oxígeno**. Se forman cuando en el oxoácido se va el o los hidrógenos pero dejan sus electrones, por lo que queda un ion con carga negativa (un anión); ahí viene el catión metálico y se le pega al anión.

- Si el metal y el no metal tienen un único número de oxidación, el compuesto se llamará " **nometalato** de metal ". Las dos nomenclaturas coinciden. Por ejemplo, Na_2CO_3 que proviene del ácido carbónico se llama **carbonato de sodio**.
- Si el metal, el no metal o ambos tienen más de un número de oxidación, la cosa va a depender del tipo de nomenclatura.

Tradicional

En la tradicional se lo llama " **nometalito/ato metaloso/ico** ". Para el no metal, si usa el número de oxidación más bajo se le pone el sufijo " **ito** " mientras que si usa el más alto se le pone el sufijo " **ato** ". Para el metal, si usa el más bajo se le pone el sufijo " **oso** " mientras que si usa el más alto se le pone el sufijo " **ico** ". Una reglita memotécnica para que te acuerdes si el ito o el ato corresponden al más grande o al más chico es la famosa....

" el pico del pato del oso chiquito "

O sea, te dice que si el no metal usa el más alto (que para vos es ico), en este caso va a ser **ato**; si usa el más chico (que para vos es oso) lo vas a tener que cambiar por **ito**.

IUPAC

En la IUPAC lo que tenés que hacer es llamarlo "nometalato (N° ox) de metal (N° ox)". En el caso de que el metal tenga un único número de oxidación, no se lo pone específica.

Veamos algunos ejemplos...

	Nomenclatura tradicional	IUPAC
MgSO ₃ (el S usa + 4 y el magnesio tiene un único número de oxidación + 2)	Sulfito de magnesio	Sulfato (IV) de magnesio
MgSO ₄ (el S usa + 6).	Sulfato de magnesio	Sulfato (VI) de magnesio
CuNO ₂ (el cobre usa + 1 y el nitrógeno usa + 3)	Nitrito cuproso	Nitrato (III) de cobre (I)
Cu(NO ₂) ₂ (el cobre usa + 2 y el nitrógeno usa + 3)	Nitrito cúprico	Nitrato (III) de cobre (II)
CuNO ₃ (el cobre usa + 1 y el nitrógeno usa + 5)	Nitrato cuproso	Nitrato (V) de cobre (I)
Cu(NO ₃) ₂ (el cobre usa + 2 y el nitrógeno usa + 5)	Nitrato cúprico	Nitrato (V) de cobre (II)

¿ Pero qué pasa en la nomenclatura tradicional si el no metal tiene cuatro números de oxidación como en el grupo VII A ? Y bueno, además del ito y el ato se le pone, como antes, el **hipo** y el **per**. Por ejemplo...

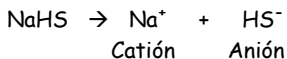
	Nomenclatura tradicional	IUPAC
CuClO	Hipoclorito cuproso	Clorato (I) de cobre (I)
Cu(ClO ₂) ₂	Clorito cúprico	Clorato (III) de cobre (II)
Cu(ClO ₃) ₂	Clorato cúprico	Clorato (V) de cobre (II)
CuClO ₄	Perclorato cuproso	Clorato (VII) de cobre (I)

d) Hidrógenosales (sales ácidas)

Son aquellas sales en las que sólo se han sustituido parte de los hidrógenos.

Estos compuestos están formados por **metal + hidrógeno + no metal**, en los que el catión es el metal mientras que el anión está formado por un no metal unido a hidrógeno.

Por ejemplo...



- Si el metal tiene un único número de oxidación

Tradicional

En esta nomenclatura será " Nometaluro ácido de metal ". Así, por ejemplo...

NaHS

Nomenclatura tradicional

Sulfuro ácido de sodio

IUPAC

En la IUPAC se llamará " Hidrógeno nometaluro de metal ". Entonces, en este caso...

NaHS

IUPAC

Hidrógenosulfuro de sodio

- Si el metal tiene más de un número de oxidación

Tradicional

En la tradicional será " Nometaluro ácido metal oso/ ico ". Así, por ejemplo...

Fe(HS)₂

(Hierro usa " + 2 ")

Nomenclatura tradicional

Sulfuro ácido ferroso

Fe(HS)₃

(Hierro usa " + 3 ")

Sulfuro ácido férrico

IUPAC

Hidrógenocarbonato de sodio.

- Si el metal o el no metal o los dos tienen más de un número de oxidación...

Tradicional

En la tradicional se los llama " Nometal *ito/ato* ácido de metal *oso/ico* ".

Por ejemplo, veamos los compuestos KHSO_3 y KHSO_4 . En este caso el metal tiene un único número de oxidación (I), pero el no metal tiene dos (IV y VI). Entonces...

Nomenclatura tradicional

Sulfito ácido de sodio



Sulfato ácido de sodio

Fíjate que en este caso no se pone ni " *oso* " ni " *ico* ", ya que el metal sólo puede " jugar " con un único número de oxidación.

Veamos ahora otro caso en el que ambos metal y no metal tienen más de un número de oxidación. Como ya dijimos, el azufre puede usar IV y VI, y el cobre puede usar I y II.

Nomenclatura tradicional

Sulfito ácido cuproso



Sulfato ácido cuproso



Sulfito ácido cúprico

**IUPAC**

En la IUPAC, se los llama " Hidrógenometal *ato* (N° de ox.) de metal (N° de ox.) ". Entonces, según esto los ejemplos anteriores se llaman...

IUPAC

KHSO_3	Hidrogenosulfato (IV) de potasio
KHSO_4	Hidrogenosulfato (VI) de potasio
CuHSO_3	Hidrogenosulfato (IV) de cobre (I)
CuHSO_4	Hidrogenosulfato (VI) de cobre (I)
$\text{Cu}(\text{HSO}_3)_2$	Hidrogenosulfato (IV) de cobre (II)
$\text{Cu}(\text{HSO}_4)_2$	Hidrogenosulfato (VI) de cobre (II)

.....

Y bueno, llegamos al final del capítulo. Nomenclatura química no es un tema difícil, pero es verdad, es un poco hinchada. Es cuestión de practicar un poco y sale.

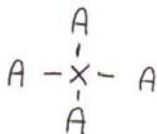
Fin del capítulo

GEOMETRÍA MOLECULAR - TREPEV - FUERZAS INTERMOLECULARES

GEOMETRÍA MOLECULAR - TRePEV

Ahora vamos a ver un tema que es muy importante en química... ¿Cómo es la forma de las moléculas? ¿Por qué es tan importante? El determinar la estructura en la que se ponen los átomos en una molécula, o sea, su geometría, es clave en química ya que su "forma", entre otras cosas, es la que va a decir con qué otras moléculas va a reaccionar para formar otros compuestos. Además es la geometría la que nos informa qué tipo de interacciones van a existir entre las distintas moléculas, y con esto se pueden saber cosas como el estado de agregación de la sustancia a una dada temperatura, sus puntos de fusión, ebullición, solubilidad en distintos solventes, etc.

¿Qué es esto de TRePEV? Es una de las teorías que permite predecir la geometría molecular, "Teoría de Repulsión de los Pares Electrónicos de Valencia", y es la que vamos a usar nosotros. El modelo de TRePEV permite hacer predicciones sólo de los ángulos en moléculas (o fragmentos de moléculas) con un **átomo central**.



¿Qué dice entonces esta teoría? Dice que la forma de la molécula va a ser aquella que minimiza las repulsiones entre los pares de electrones, que se repelen porque tienen carga negativa. Esto se logra alejando los pares de electrones lo más posible. Tené en cuenta que los electrones que consideramos son los de valencia (o sea, los del último nivel) del átomo central más los que aportan los otros átomos, y que siempre van de a pares.

Además, se descubrió que cuando en una molécula hay pares de electrones libres, o sea, los que no intervienen en el enlace, estos tienen un **mayor poder de repulsión** (o sea, repelen más). Los pares de electrones compartidos que forman un enlace múltiple (doble, triple) se consideran iguales a un par de electrones de un enlace simple.

Es muy importante que sepas hacer bien las **estructuras de Lewis**, porque siempre las vamos a usar antes de ver la geometría.

Si alrededor del átomo central de una molécula hay 6 electrones de valencia (acordate que se cuentan también los de los otros átomos) entonces se van a agrupar en 3 pares de electrones.

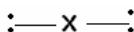


En los dibujitos, como algunas representaciones son en 3D, o sea, hay volumen, para hacerla más entendible los triángulos negros (▲) indican que el enlace es " hacia delante " (sale de la hoja), y los triángulos a rayas (▨) indican que el enlace es " hacia atrás " (entra a la hoja). Las líneas indican que el enlace es en el plano de la hoja.

Tipos de geometrías electrónicas

La geometría electrónica se refiere a la ordenación geométrica de los **electrones** de valencia alrededor del átomo central. Te lo repito porque es importante: tenés que considerar tanto los electrones de valencia del átomo central como los que aporta cada uno de los átomos restantes es decir, todos los que intervienen en las uniones y los que el átomo central no " usa " .

Lineal Cuando alrededor del átomo central hay 2 pares de electrones de valencia, se ubican de forma lineal. Fijate que en esta disposición es cuando se encuentran más alejados. El ángulo es de 180°



Plana triangular Cuando alrededor del átomo central hay 3 pares de electrones de valencia. Los electrones se ubican en los vértices de un triángulo. El ángulo es de 120° .



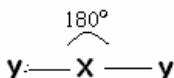
Tetraédrica Alrededor del átomo central hay 4 pares de electrones de valencia y se ubican en los vértices de un tetraedro. Fijate que en las estructuras anteriores siempre estabas en un plano, pero ahora la cosa se vuelve 3D. En este caso, el ángulo es $109,5^\circ$.



Tipos de geometrías moleculares

La geometría molecular se refiere a la ordenación de los **átomos** o núcleos en el espacio, y no de los pares de electrones. Siempre tenés que hacer antes la **geometría electrónica** para ver cómo se distribuyen los electrones y después, en base a ella, se hace la geometría molecular.

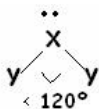
Lineal El átomo central forma 2 enlaces. No quedan pares electrónicos libres sobre X. Fíjate que la geometría electrónica tiene que ser también lineal. Si hubieran electrones libres en X la geometría molecular no podría ser lineal.



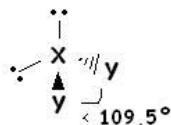
Pero imagínate ahora que en la molécula sólo haya una unión :X---Y (o sea, la molécula está compuesta nada más que por un X y por un Y). Si bien X tendría un par electrónico libre, el ángulo formado también es igual a 180° : esto es porque una molécula compuesta por dos átomos no puede formar otra cosa que no sea una geometría lineal!

Angular El átomo central forma 2 enlaces. Puede ocurrir que...

- Queda un par de electrones libre. Fíjate que la geometría **electrónica** para esta molécula es plana triangular, pero la geometría molecular no, porque no hay 3 átomos. A este tipo de geometría se la llama **angular**. El ángulo tendría que medir 120° . Pero **OJO**: hay un par de electrones libres. ¿Qué dijimos que pasaba con ellos? Tenían un mayor poder de repulsión. Entonces los dos átomos Y van a estar más cerquita, por lo que el ángulo va a ser **menor** a 120° .

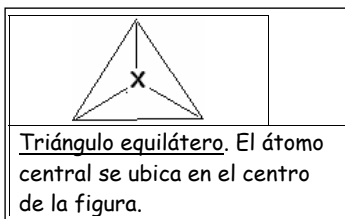
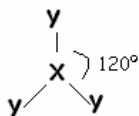


- Quedan dos pares electrónicos libres. En este caso, la geometría electrónica para esta molécula es tetraédrica. Pero la geometría molecular es **angular**. El ángulo formado mide menos de $109,5^\circ$.

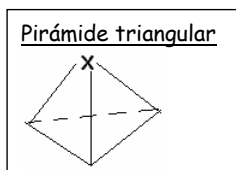
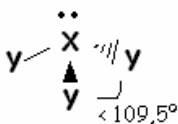


Plana triangular

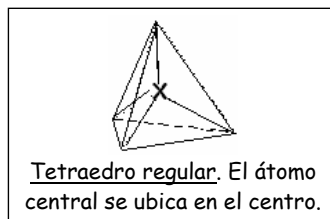
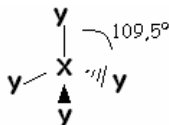
El átomo central forma 3 enlaces. La geometría electrónica también es plana triangular. Como no quedan pares electrónicos libres, los ángulos formados son todos iguales y miden 120° .



Piramidal El átomo central forma 3 enlaces. Fíjate que la geometría electrónica para este caso es tetraédrica. Como queda un par electrónico libre. Los ángulos formados son menores que $109,5^\circ$.



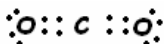
Tetraédrica: El átomo central forma 4 enlaces. No quedan pares electrónicos libres. Los ángulos formados miden $109,5^\circ$.



¿ En qué se diferencian la geometría molecular y la geometría electrónica ?

Es importante que sepas distinguirlos. Si practicás, seguro te sale ! Fíjate simplemente en los nombres de estas geometrías:

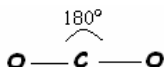
- la **geometría molecular** (que vamos a llamar **G.M.**) es cómo están dispuestos en el espacio los átomos de una molécula. Consideramos a la molécula CO_2 (dióxido de carbono). Podemos escribir la estructura de Lewis para ir viendo...



Esto mismo lo podemos representar de esta forma, donde cada rayita representa un par de electrones compartido.



Fíjate que se trata de dos enlaces dobles, pero acordate de que TRePEV los considera como simples. Entonces vamos a decir que alrededor del átomo central, el carbono, hay 2 pares electrónicos de valencia (en vez de 4) y todos intervienen en algún enlace. Por estas características, podemos concluir que esta molécula tiene G.M. lineal:



La **geometría electrónica (G.E.)** es cómo están dispuestos en el espacio los pares electrónicos de valencia del átomo central de una molécula. Sigamos con el ejemplo del dióxido de carbono. Para determinar esta geometría tendremos en cuenta el átomo central y los pares electrónicos (y no a los otros átomos). Ya vimos que en la molécula intervienen 2 pares electrónicos de valencia.

Entonces podríamos hacer estos dibujitos: $:\text{---C---}:$ $:\text{---}\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{C}}}$

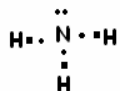
Peor ¿ cuál es el correcto ? Acá es en donde tenemos que aplicar TRePEV. Si los pares electrónicos están uno en un " costado " y el otro " arriba " van a estar más cerca que si uno está en un " costado " el otro en " el otro costado " ¿ Lo ves ? Entonces queda la primera opción. En este caso se trata de una G.E. lineal:



En este ejemplo, la G.E. coincide con la G.M.!

Te muestro un ejemplo en el que las dos geometrías no coinciden para que veas mejor la diferencia entre ellas: NH_3 , amoníaco.

El N tiene 5 electrones externos; va a usar 3 para unirse a los H (1 por cada uno) y le sobran 2 (un par electrónico). Veamos como queda la estructura de Lewis...

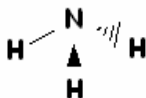


Acordate que la estructura de Lewis **no** te muestra la verdadera disposición espacial... Acá parece que el amoníaco es una molécula plana, pero no es así.

Analicemos primero la **G.E.** El N está rodeado por 4 pares electrónicos de valencia. Esto se ve en Lewis y por eso es tan importante que la hagas antes ! Esta disposición espacial corresponde a una geometría **tetraédrica**.



Ahora veamos qué sucede con la **G.M.** Tres de los pares electrónicos de valencia que rodean al átomo central están involucrados en alguna unión y el otro queda libre. Esto corresponde a una geometría **piramidal**. Los ángulos de enlace son **menores a 109,5°** (acordate que el par que quedó libre " ocupa más espacio " que los otros).

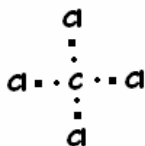


¿ Cómo saber cuál es la geometría de una molécula ?

(¡ No es tan complicado como parece !). Te conviene seguir unos pasos para que vayas identificando los datos útiles. Tenés que saber la cantidad de electrones de valencia que tiene el átomo central y cuántos de éstos están ocupados con algún enlace. Primero planteá la estructura de Lewis para poder darte cuenta de esto.

Aplicuémoslo a un ejemplo: CCl_4 (tetracloruro de carbono)

- 1) Identificamos el átomo central. Es el C (el que no se repite).
- 2) Escribimos la estructura de Lewis de la molécula. Se forman 4 enlaces covalentes simples. En cada uno el carbono aporta un electrón externo.



3) Nos fijamos cuántos pares electrónicos de valencia tiene alrededor ese átomo en esa molécula. En este caso el C tiene 4 pares de electrones de valencia.

4) Contamos la cantidad de enlaces y la cantidad de pares de electrones libres. Podemos ver que esta molécula tiene 4 enlaces y ningún par electrónico libre. Si nos fijamos en las

características de cada geometría, vemos que en esta molécula la **geometría electrónica es tetraédrica** y la **geometría molecular es tetraédrica**, con **ángulo de enlace igual a $109,5^\circ$** . Los dibujitos serían, respectivamente, así:

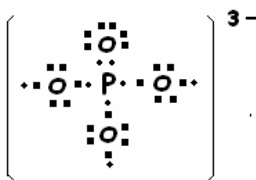


Resolvamos este ejercicio de parcial

Dada la sustancia K_3PO_4 :

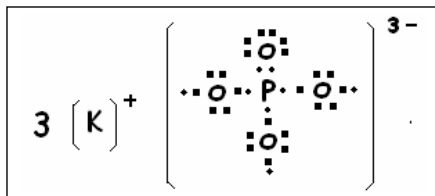
- Escribir la estructura de Lewis
- Indicar la geometría y el ángulo de enlace del ion PO_4^{3-}
- Indicar el tipo de enlace con el K

El P (fósforo) pertenece al grupo 5 de la tabla periódica, entonces tiene 5 electrones de valencia. El O (oxígeno) pertenece al grupo 6 entonces tiene 6 electrones de valencia. La diferencia de electronegatividades es menor que 2 entonces presentarán una unión covalente. El K (potasio) electronegatividad muy baja entonces va a formar compuestos iónicos. Pertenece al grupo 1 entonces tiene 1 electrón externo, y como tiene baja electronegatividad, va a ser propenso a soltarlo, por lo que se forma un cation K^+ . Pero si ves en la fórmula, hay 3 potasios, por lo que van a haber 3 cargas positivas. Como la sustancia en total no posee carga, entonces la parte covalente tiene que tener 3 cargas negativas. Veamos cómo quedaría la parte covalente, o sea, el anion...



Fijate que un O está unido por una unión dativa y a los otros 3 O le falta 1 electrón para completar el octeto. Cada uno de ellos " le roba " un electrón al K. por medio de una unión iónica.

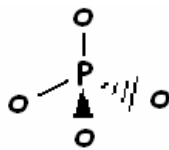
Entonces la respuesta a) nos queda:



Ahora nos quedamos con la estructura de Lewis del anión fosfato (PO_4^{3-}). De ahí podemos decir que el átomo central es el P. Este átomo está rodeado por 4 pares de electrones de valencia: los 4 participan en uniones. Veamos cómo serían las geometrías...



Geometría
electrónica:
tetraédrica



Geometría
iónica:
tetraédrica

Entonces la geometría electrónica es tetraédrica y la **geometría del ion es tetraédrica** el **ángulo de enlace es $109,5^\circ$** . (Lo que está en negrita es la respuesta b).

Para la respuesta c), como te dije al principio del ejercicio, como el K es un elemento con muy baja electronegatividad, va a tender a ceder su electrón externo y por lo tanto va a formar una **unión iónica**.

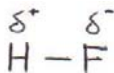
Ahora vamos a ver un tema **MUY** importante de la materia, que te va a servir para entender el tema de fuerzas intermoleculares. No es difícil. Sólo hay que practicar. Hacé los ejercicios que te dan en clase y vas a ver que salen...

MOMENTO DIPOLAR DE UNA MOLÉCULA

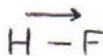
Antes de empezar con esto, refresquemos un poco la memoria... ¿ Qué era la electronegatividad ? Es la tendencia que tienen los átomos a atraer electrones. O sea, un átomo muy electronegativo va a atraer a los electrones con mucha más fuerza que un átomo poco electronegativo.

Ahora sigamos. Imaginate a una molécula formada por solo dos átomos, como el HF (ácido fluorhídrico). Dijimos que en el enlace covalente los electrones se comparten entre los átomos. Pero si te fijás en la parte de atrás de la tabla periódica (en el cuadrado de las electronegatividades) vas a ver que el fluor es mucho más electronegativo que el hidrógeno.

A causa de esta diferencia de electronegatividades, el fluor atrae mucho más fuertemente a los electrones que el hidrógeno. ¿ Y qué pasa ? Bueno, si el fluor atrae mucho más a los electrones que el hidrógeno, entonces los electrones van a pasar más parte del tiempo, en promedio, sobre el fluor que sobre el hidrógeno. Esto trae serias consecuencias. Los electrones, como tienen carga negativa, van a generar sobre el fluor una **densidad de carga negativa** (δ^-), y sobre el hidrógeno una **densidad de carga positiva** (δ^+).



A este desplazamiento de carga hacia uno de los elementos de enlace se representa así



La flechita señala el átomo más electronegativo (en donde estará la densidad de carga negativa)

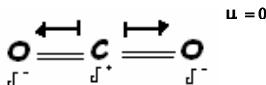
¡ **Ojo!** No se están formando cargas puntuales. Vos **no** podés decir que el fluor tiene carga negativa y el hidrógeno positiva. Lo que sí podés decir es que sobre cada átomo se va a formar una **densidad** de carga. Se dice, entonces, que el HF tiene momento dipolar, porque sobre cada uno de sus átomos se generan dipolos (densidades de carga positivas o negativas). El momento dipolar se escribe con la letra μ (mu) y se puede medir experimentalmente. No es siempre igual, ya que como la electronegatividad de los átomos cambia, también cambia el " cuánto tiempo " pasan los electrones sobre cada átomo, por lo que la intensidad de los dipolos no va a ser la misma.

Cuando una molécula tiene momento dipolar se dice que esa molécula es **polar**. Cuando no, se dice que es **no polar**. Veamos un ejemplo ahora de una molécula que no polar. El oxígeno, O_2 , que respiramos todos los días es una molécula formada por dos átomos de oxígeno. Si te fijás en la tabla de electronegatividades, vas a ver que este elemento es uno de los más electronegativos, o sea, uno de los que atrae más a los electrones. Pero fijate que en este caso los dos átomos son iguales (y... son dos átomos de oxígeno), por lo que ambos van a atraer con la misma fuerza a los electrones. Sobre esta molécula, entonces, no se generan dipolos. Entonces no tiene momento dipolar y es no polar.



Veamos un ejemplo un poco más complicado. El dióxido de carbono (CO_2) es una molécula formada por dos átomos de oxígeno unidos covalentemente, cada uno por una unión doble, a un átomo de carbono. El oxígeno es más electronegativo que el carbono, por lo que el enlace presentará momento dipolar.

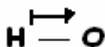
Pero si te fijás en la geometría molecular de esta molécula, vas a ver que es lineal...



Lo que pasa es que como ambos oxígenos atraen por igual a los electrones y están sobre un mismo eje, los momentos dipolares se cancelan: no se genera una densidad de carga sobre ningún átomo. Por lo tanto, el CO_2 no es polar. Si lo entendés mejor, en este caso podés pensar que las flechitas de igual dirección pero sentido opuesto se cancelan entre sí, haciendo que no haya momento dipolar.

Es importante que veas, entonces, que una molécula puede ser **no polar** aunque los enlaces entre los átomos sean polares

Veamos un ejemplo más. Voy a hacer **todos** los pasos que tenés que hacer vos para fijarte si el agua es o no polar. En la molécula de agua (H_2O), cada enlace $\text{O}-\text{H}$ presenta momento dipolar, ya que el oxígeno es mucho más electronegativo que el hidrógeno...

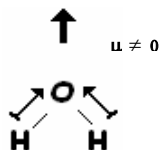


Veamos ahora la estructura de Lewis del agua...

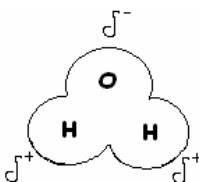


Y en base a ella, veamos cómo es la geometría de la molécula. Vemos que alrededor del oxígeno hay 4 pares de electrones libres. Por lo tanto, la geometría electrónica será tetraédrica. ¿Y la geometría molecular? Y, sólo hay dos átomos unidos al oxígeno, por lo que la geometría molecular del agua es **angular**.

Ahora estamos listos para ver si la molécula es o no polar. Tenemos dos enlaces polarizados... pero ¿es igual este caso al del CO_2 ? Y... las geometrías de las moléculas **no** son iguales... En el caso del dióxido de carbono los momentos dipolares se cancelaban porque la molécula era lineal, pero en el agua no ocurre eso. Las flechas no apuntan en la misma dirección con distinto sentido. Fijate en el dibujo...



Entonces el agua es polar. La flecha gorda representa al momento dipolar que posee la molécula y como en este caso hay momento dipolar (ya que la molécula es polar) se pone "mu distinto de cero". En este otro dibujo podemos ver cómo son las densidades de carga en el caso del agua...



Entonces, para ver si una molécula es polar o no tenés que fijarte si las electronegatividades de los átomos son distintas. Además tenés que hacer la geometría molecular (para la que también tenés que hacer la estructura de Lewis). Sé que suena a mucho, pero te vas a dar cuenta que con solo un poquito de práctica después de hacerlo un par de veces ya hacés el " click " y te das cuenta al toque.

Existen otros casos de moléculas como el CCl_4 que presentan geometría molecular tetraédrica. El enlace $\text{C} - \text{Cl}$ está polarizado (ya que las electronegatividades del C y del Cl son diferentes). Pero como los 4 enlaces son iguales, se cancelan haciendo que la molécula no tenga momento dipolar. Distinto sería un caso en el que el carbono central está unido a 3 átomos de cloro y a uno de hidrógeno. Los 4 enlaces están polarizados pero en este caso no se compensan en el espacio, porque el enlace $\text{C} - \text{H}$ tiene un momento dipolar menor que los enlaces $\text{C} - \text{Cl}$. Esta molécula es polar.

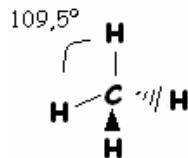
Veamos algunos ejemplos

Indicar cuál/es de las siguientes sustancias moleculares son polares:

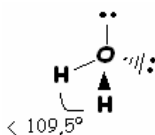


Analicemos cada una por separado.

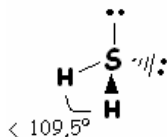
1) **Metano, CH_4 .** El C tiene 4 electrones de valencia y el H uno. Se unen por medio de uniones covalentes simples. Alrededor del C quedan 4 pares electrónicos, todos compartidos. Entonces esta molécula tiene una G.M. tetraédrica. Como se trata de una molécula simétrica con todos sus enlaces iguales (todos los enlaces tienen la misma polaridad), los momentos dipolares se cancelan, da como resultado un momento dipolar igual a cero, entonces se trata de una molécula NO POLAR.



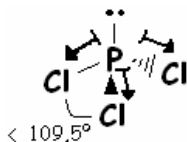
2) **Agua, H_2O .** El O tiene 6 pares electrónicos de valencia; está unido a cada H por un enlace covalente simple. Alrededor del O hay 4 pares electrónicos, 2 de ellos están libres. La G.M. es angular (ángulo menor a $109,5^\circ$). Los momentos dipolares de los enlaces no se anulan por lo que $\mu \neq 0$. Entonces esta molécula es POLAR.



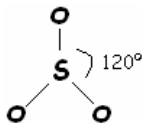
3) **Ácido sulfhídrico, H_2S** . El azufre tiene 6 electrones de valencia; está unido a cada H por un enlace covalente simple. Alrededor del S hay 4 pares electrónicos, 2 de los cuales están libres. La G.M. es angular (ángulo menor a $109,5^\circ$). Los momentos dipolares de los enlaces no se anulan por lo que $\mu \neq 0$. Entonces esta molécula es **POLAR**.



4) **Cloruro de fósforo, PCl_3** . El fósforo tiene valencia 5 y el cloro 1. La molécula tiene 3 uniones covalentes simples. El P está rodeado por 4 pares electrónicos de valencia; 1 está libre. Su G.M. es piramidal (ángulo menor a $109,5^\circ$). Los momentos dipolares de los enlaces **no se compensan en el espacio** (esta es la manera linda de decirlo). Entonces, como esta molécula presenta un momento dipolar distinto de cero entonces es **POLAR**.



5) **Trióxido de azufre, SO_3** . El azufre con sus 6 electrones externos necesita 2 para completar el octeto; a su vez el oxígeno también necesita dos. La forma de que ambos elementos logren esto es que un O se enlace con una unión covalente doble y los otros dos con una unión covalente dativa. Alrededor del S quedan 3 pares electrónicos de valencia (en verdad quedan 4 pero el enlace doble lo consideramos como simple). No quedan pares electrónicos libres. La G.M. es plana triangular. Como todos los enlaces son igualmente polares y la molécula es simétrica, los momentos dipolares se compensan en el espacio, entonces la molécula es **NO POLAR**.



Entonces, la **respuesta** al ejercicio va a ser: **H_2O , H_2S y PCl_3** .

FUERZAS INTERMOLECULARES

Son las fuerzas responsables de la atracción entre las distintas moléculas. Son muy importantes porque gracias a ellas existen los distintos estados de agregación de la materia. Además, determinan propiedades de las distintas sustancias, como la solubilidad de un compuesto en un solvente, el punto de fusión y el punto de ebullición.

Intuitivamente te podés dar cuenta que mientras más intensas sean estas fuerzas, mayores van a ser estas temperaturas... ¿ Por qué pasa esto ? Imaginate una olla con agua en estado líquido. Lo que hace que las moléculas del agua se mantengan unidas son sus fuerzas intermoleculares. Si encendemos la hornalla le vamos a estar entregando energía en forma de calor. Esta energía " rompe " las uniones entre las moléculas de agua haciendo que ya no quieran estar más juntas (al dar calor, aumenta la **energía cinética** y las moléculas se mueven más). Por eso, cuando calentamos agua se forma vapor. Acordate que en los gases casi no hay interacciones entre las moléculas.

Vamos a ver que existen distintos tipos de fuerzas intermoleculares.

TIPOS DE FUERZAS INTERMOLECULARES

Fuerzas de London (o de dipolo transitorio o de dispersión)

Estas fuerzas se generan por desplazamientos transitorios de la nube electrónica de una molécula. ¿ Qué quiere decir esto ? Podemos representar a una molécula a partir de su nube electrónica como alguno de los dibujitos que vimos antes. Veamos por ejemplo al cloro molecular (Cl_2). Si te fijás, esta molécula **no** es polar, ya que ambos átomos son igualmente electronegativos y atraen a los electrones de la misma manera. Pero vos tenés que pensar que los electrones en una molécula no están quietos, si no que se mueven todo el tiempo. Imaginate que en un instante sobre un cloro hay más electrones que sobre el otro. Durante ese pequeñísimo momento, el cloro con electrones de más va a tener una ligera carga negativa y el cloro sin esos electrones va a tener una ligera carga positiva. Pero no te confundas: no quiero decir que se están formando densidades de carga neta, como sí pasa en el HF. Sólo que transitoriamente se desplazó la nube electrónica de la molécula. Este **dipolo transitorio** que se forma en la molécula es " contagioso ", ya que si el Cl_2 se acerca a otro Cl_2 por el lado en el que se había formado un dipolo transitorio positivo, sobre el otro cloro se va a formar un dipolo transitorio negativo, por esto también se las llama fuerzas de **dipolo inducido**. ¿ Y qué pasa ? Como las distintas cargas se atraen, van a quedar " pegaditos ".

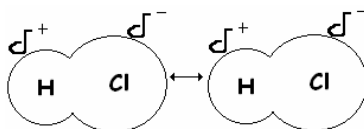
Es importante que veas que esto es algo que pasa MUY rápidamente y no es que vos vas a poder ver o medir que de un lado de la molécula hay carga positiva o negativa.

Estas fuerzas, las llamadas fuerzas de London están presentes en TODAS las moléculas, **Siempre**, y pasan porque hay momentos en que las densidades de carga no están distribuidas de forma pareja y eso genera un dipolo transitorio.

Además, cuanto más grande sea la molécula (mayor Mr, en otras palabras, cuantos más electrones tenga), y por ende más grande sea la nube electrónica, más fácil será que se forme este dipolo transitorio y por lo tanto mayores serán las fuerzas de atracción de estas moléculas entre sí. Entonces, si tengo una molécula formada por 10 carbonos juntos más los hidrógenos que se puedan poner, esta molécula tendrá mayores fuerzas de London que otra como el etano que tiene solamente dos carbonos juntos con sus hidrógenos.

Fuerzas dipolo-dipolo (o de dipolo permanente)

Es la fuerza que actúa en compuestos con moléculas polares. Un extremo con densidad de carga de una de las moléculas atrae a la parte de otra molécula con densidad de carga opuesta. Un ejemplo de este tipo es el ácido clorhídrico (HCl).

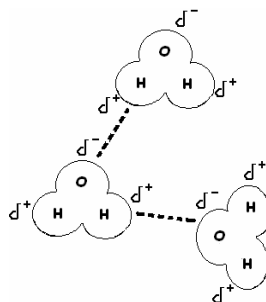


Cuanto más polar sea la molécula, mayores serán estas fuerzas.

Al ser permanentemente polares, estas fuerzas resultan ser mayores que las de London. Pero si el compuesto no polar (que sólo posee fuerzas de London) tiene moléculas muy grandes (se las considera muy grandes cuando su Mr es 30 unidades mayor al Mr de las moléculas del compuesto polar) entonces su fuerza intermolecular será mayor que las del compuesto polar.

Puente hidrógeno

Es la fuerza intermolecular más intensa. Se da cuando un átomo de **fluor, nitrógeno u oxígeno** (que son muy electronegativos) se une a un átomo de **hidrógeno** (muy poco electronegativo). En realidad son un caso particular de dipolos permanentes, pero como los dipolos que se forman son **TAN** intensos, se los estudia como un caso aparte. Mirá el ejemplo del agua...



Resumiendo. Siempre que te pregunten sobre las interacciones de una molécula, vos sí o sí vas a tener **fuerzas de London**. Si la molécula es polar, además vas a tener fuerzas **dipolo - dipolo**. Y si además la molécula tiene un enlace formado por un hidrógeno unido a un nitrógeno, oxígeno o fluor, vas a tener **punto de hidrógeno**. Por ejemplo, en el ácido fluorhídrico (HF) tenés fuerzas de London, dipolo - dipolo y puente de hidrógeno. En el monóxido de carbono (CO), como es polar, vas a tener tanto fuerzas de London como dipolo - dipolo. Y en el O₂, como no es polar, vas a tener solamente fuerzas de London... ¿ Se entiende ? Lo que tiene este tema es que para saberlo bien tenés que saber hacer estructuras de Lewis para hacer las geometrías moleculares, y en base a ellas fijarte si la molécula es o no polar... es un tema muy integrador que les encanta tomar, porque si lo hacés bien quiere decir que lo demás lo entendiste. Hay que practicar, no hay otra.

Otro tipo de fuerza

Fuerzas electrostáticas (o coulombicas)

Estas fuerzas no son " intermoleculares " sino que es la que mantiene unidos a los iones de un compuesto iónico (en vez de moléculas se forman redes cristalinas), como el NaCl (cloruro de sodio o la sal que le ponés al bife); se generan porque los iones con carga de signo opuesto se atraen. Ojo... en ese caso no tienen " densidades de carga ", si no que **tienen carga neta**. Estas atracciones son muy fuertes. Por eso los compuestos iónicos tienen elevados puntos de fusión y de ebullición (superan a las fuerzas intermoleculares): hacer que un sólido iónico como la sal se " evapore " implica tener que romper esos enlaces.

A continuación te muestro un cuadro con las propiedades físicas de los distintos tipos de sustancias.

	Sustancias iónicas	Sustancias covalentes
Estado de agregación a temperatura y presión ambientes	Sólido (excepto el mercurio, que es un caso particular)	Sólido, líquido o gaseoso
Punto de fusión/Punto de ebullición	Muy alto	Bajo
Solubilidad	En solventes polares	Si son polares, en solventes polares. Si son no polares, en solventes no polares.
Conductibilidad	Buenos conductores en solución o fundidos (hay cargas en movimiento)	Malos conductores

Veamos qué es cada propiedad:

Punto de fusión: temperatura a la que una sustancia pasa del estado sólido a líquido.

Punto de ebullición: temperatura a la que una sustancia pasa del estado líquido al gaseoso. Para que ambos cambios de estado ocurran es necesario vencer las fuerzas que unen a las moléculas.

Cuanto más intensas sean estas fuerzas más calor habrá que entregarle a la sustancia para que sus moléculas se separen, por lo que tendrá mayores puntos de fusión y de ebullición.

Solubilidad: es la capacidad de una sustancia (soluto) de distribuirse entre las moléculas de otra (solvente). Las sustancias polares son solubles en solventes polares (ejemplo: agua), y las sustancias no polares son solubles en solventes no polares. Esto pasa porque las moléculas de las sustancias polares pueden interactuar con otras moléculas polares, como las del solvente polar (agua).

Si vos llenás hasta la mitad un vaso con agua (polar) y después le tirás un chorro de aceite (no polar) estos dos no se van a mezclar, si no que se van a formar dos fases. ¿ Por qué pasa esto ? ¿ Es que lo polar repele a lo no polar y viceversa ? **NO**. No es que se repelan, si no que las moléculas polares del agua van a " preferir " estar entre sí, y las moléculas no polares del aceite van a preferir estar entre ellas. Entonces, en lo que respecta a la solubilidad de dos sustancias, van a ser solubles si tienen interacciones moleculares parecidas y van a ser insolubles si sus fuerzas intermoleculares son muy distintas.

Conductibilidad: es la propiedad que determina si por una sustancia puede haber movilidad de electrones (corriente eléctrica). Si puede haberla, se dice que la sustancia es conductora. Las sustancias iónicas son buenos conductores en solución porque se disocian en iones (partículas con carga), y fundidos porque las cargas tienen mayor movilidad (en el sólido están prácticamente quietas).

Ejercicios de parciales

Problema 1

Dadas las sustancias LiBr (P.E: 1265 °C), HF (P.E: 19,6°C) y HBr (P.E: - 67,0°C), explicar a qué se deben las diferencias en sus puntos de ebullición. Justificar. (P.E. quiere decir Punto de ebullición)

Solución

Esta propiedad está relacionada con el tipo de interacciones intermoleculares que están presentes en las sustancias al estado líquido. Lo que tenemos que hacer para responder este tipo ejercicio es analizar las fuerzas intermoleculares que existen entre las moléculas de los compuestos dados; para esto también debemos analizar, entre otras cosas, la G.M. de cada una para saber si son o no polares, y conocer sus Mr. Para poder hacer una comparación más clara te conviene escribir cada sustancia en una columna.

<p>LiBr (bromuro de litio) Mr = 87</p> <p>Unión iónica</p> $\left[\text{Li} \right]^+ \quad \left[\text{Br} \right]^-$ <p>Fuerzas coulómbicas</p> <p>P.E: 1265 °C</p>	<p>HF (ácido fluorhídrico) Mr = 20</p> <p>Unión covalente</p> <p>F — H</p> <p>G.M. lineal Polar</p> <p>Fuerzas de London Fuerzas dipolo-dipolo Puente hidrógeno</p> <p>P.E: 19,6 °C</p>	<p>HBr (ácido bromhídrico) Mr = 81</p> <p>Unión covalente</p> <p>Br — H</p> <p>G.M. lineal Polar</p> <p>Fuerzas de London Fuerzas dipolo-dipolo</p> <p>P.E: -67,0 °C</p>
--	---	--

Ahora que ya escribimos las características de cada compuesto, tenemos las herramientas suficientes para justificar la diferencia en sus puntos de ebullición.

De las tres sustancias, una es iónica y las otras dos covalentes. En la iónica (el LiBr) están presentes las fuerzas coulómbicas que son mucho más intensas que las que puede haber en una sustancia molecular. Entonces va a presentar el punto de ebullición más alto de los tres (1.265 °C).

Tanto el HF y el HBr tienen fuerzas de London (porque toda molécula las tiene) y dipolo-dipolo (porque son moléculas polares). Como el HBr es una molécula mucho más

grande que HF, su fuerza de London van a ser mayores, no obstante presenta el punto de ebullición más bajo. Esto se debe a que en el HF hay presentes otras fuerzas intermoleculares, las fuerzas de puente hidrógeno, que son más intensas que las de London, superando a las que están presentes en el HBr. Entonces el HF tiene un punto de ebullición (19,6 °C) más alto que el del HBr (- 67,0 °C).

Problema 2

Dadas las siguientes sustancias: CO_2 , Cl_2O , CaCl_2

- Escribir la estructura de Lewis de Cl_2O
- Indicar su geometría molecular y ángulo de enlace.
- Ordenar las sustancias según puntos de ebullición decrecientes. Justificar.
- Indicar si la solubilidad del CaCl_2 en un solvente polar es mayor/igual/menor que en un solvente no polar.
- Indicar en cuál de las sustancias moleculares se espera que haya mayor interacción entre sus moléculas.

Solución

- Te dejo el dibujo a vos (ése va a ser la respuesta !). El O tiene 6 electrones de valencia, necesita 2 para completar el octeto. El Cl tiene 7 electrones externos, necesita 1 para completar el octeto. Entonces, la molécula va a tener 2 enlaces covalente simples.
- G.M. angular. Ángulo < 109,5°.** Podés hacer un dibujito de la molécula para verlo más fácilmente.
- CaCl_2 , Cl_2O , CO_2 .** La primera es una sustancia iónica (fuerzas electrostáticas). La segunda es polar (fuerzas de London + dipolo - dipolo) y la última es no polar (sólo tiene fuerzas de London).
- mayor.** Es porque es un compuesto iónico. Acordate que los compuestos iónicos son solubles en solventes y se disocian en iones: $\text{Ca}^{2+} + 2 \text{Cl}^-$.
- Cl_2O** (si pudiste hacer el punto c) este sale en seguida ! Tené cuidado, el enunciado dice "sustancias moleculares". Acordate que los compuestos iónicos **NO FORMAN MOLÉCULAS** (no quiero decírtelo gritando, pero es importante...).

Problema 3

6) Predice y justifica mediante TRePEV la geometría molecular y el ángulo de enlace de la sustancia OF_2 .
7) Ordena de menor a mayor los puntos de ebullición de las siguientes sustancias: a) NH_3 b) CH_4 c) LiH d) H_2

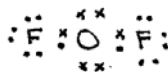
Solución

6) La molécula OF_2 está formada por un átomo del elemento oxígeno y dos átomos del elemento flúor.

C.E. O: $1s^2 2s^2 2p^4 \Rightarrow$ C.E.E O: $2s^2 2p^4$. Tiene 6 e^- externos.

C.E. F: $1s^2 2s^2 2p^5 \Rightarrow$ C.E.E. F: $2s^2 2p^5$. Tiene 7 e^- externos.

Hallemos su estructura de Lewis:



Geometría electrónica: El oxígeno está rodeado por cuatro pares de electrones.

- Dos pares electrónicos compartidos
- Dos pares de electrones sin compartir

Geometría electrónica: tetraédrica

Permite ubicar a los cuatro pares de electrones lo más lejos posible.

Geometría molecular: El oxígeno tiene dos pares de electrones libres. Por lo tanto, la geometría molecular no es la misma que la electrónica.

Geometría molecular: angular

Ángulo de enlace: menor a $109,5^\circ$

→ El OF_2 tiene geometría electrónica tetraédrica, geometría molecular angular de enlace menor a $109,5^\circ$.

7) Debemos ordenar de menor a mayor los puntos de ebullición de los siguientes compuestos: a) NH_3 ; b) CH_4 ; c) LiH ; d) H_2

El amoníaco, NH_3 , esta molécula posee geometría molecular piramidal y presenta $\mu \neq 0$. Las fuerzas intermoleculares en este caso se deben a dipolos permanentes, dipolo-dipolo y fuerzas de London. Es por esto que el punto de ebullición será mayor que el de las otras sustancias que solo presentan fuerzas de London.

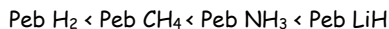
El metano, CH_4 , es una sustancia no polar ($\mu = 0$). Las fuerzas que unen a las moléculas en el estado líquido son débiles y se deben a dipolos transitorios \Rightarrow fuerzas de London

La molécula de hidrógeno, H_2 , es una sustancia no polar ($\mu=0$) \Rightarrow fuerzas de London

La diferencia entre estas dos última moléculas está en el peso molecular, como el peso molecular del CH_4 es mayor entonces su P_{eb} será mayor.

El hidruro de litio, LiH, es un compuesto iónico, por lo cual presenta alto punto de ebullición, ya que se requerirá mucha energía para vencer las fuerzas electrostáticas.

Finalmente ordenamos:



Problema 4

- | |
|--|
| 6) Predice y justifica mediante TRePEV la geometría molecular y los ángulos de enlace de la sustancia NF_3 . |
| 7) Ordena de menor a mayor los puntos de ebullición de las siguientes sustancias: a) SiH_4 b) H_2S c) CH_4 d) $LiCl$ |

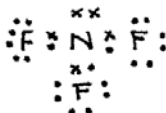
Solución

6) Predecir y justificar la geometría molecular y ángulos de enlace de la sustancia NF_3
La molécula NF_3 está formada por un átomo del elemento nitrógeno y tres átomos del elemento flúor.

La C.E. del nitrógeno es $1s^2 2s^2 2p^3$. Entonces, su C.E.E. es $2s^2 2p^3$. Tiene 5 e^- externos.

La C.E. del flúor es $1s^2 2s^2 2p^5$. Entonces, su C.E.E. es $2s^2 2p^5$. Tiene 7 e^- externos.

Hallemos su estructura de Lewis:



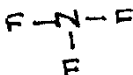
Vemos en su estructura de Lewis que el átomo central es el nitrógeno y que se une por uniones covalentes simples a los átomos de flúor.

Geometría electrónica: El nitrógeno tiene cuatro pares de electrones. Tres de los cuatro son pares electrónicos compartidos y uno es un par de electrones que está sin compartir.

Geometría electrónica: tetraédrica

Permite ubicar a los cuatro pares de electrones lo más lejos posible.

Geometría molecular: El nitrógeno tiene un par de electrones libres. Por lo tanto, la geometría molecular no es la misma que la electrónica.



Geometría molecular: Piramidal

Ángulo de enlace: es el ángulo que forman un flúor, el nitrógeno y otro flúor. Como estos tres átomos están formando un ángulo (proveniente de la geometría electrónica tetraédrica), el ángulo de enlace debería ser de $109,5^\circ$. Sin embargo, la tercera regla de TRPEV dice que los pares de electrones libres ocupan más espacio que los pares de electrones compartidos. El nitrógeno posee un par de electrones libres. Por lo tanto, el ángulo de enlace queda ligeramente menor a $109,5^\circ$.

→ El NF_3 tiene geometría electrónica tetraédrica, geometría molecular piramidal y ángulo de enlace menor a $109,5^\circ$.

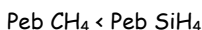
7) Los compuestos: a) SiH_4 ; b) H_2S ; c) CH_4 ; d) LiCl . Debemos ordenarlos según punto de ebullición creciente.

El silano, SiH_4 , es una sustancia no polar ($\mu = 0$). Las fuerzas que unen a las moléculas en el estado líquido son débiles y se deben a dipolos transitorios \Rightarrow fuerzas de London

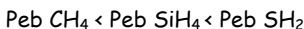
El metano, CH_4 , es una sustancia no polar ($\mu=0$). Las fuerzas que unen a las moléculas en el estado líquido son débiles y se deben a dipolos transitorios \Rightarrow fuerzas de London

La estructura de Lewis es idéntica para los dos. Ambas moléculas poseen geometría tetraédrica.

Con lo cual a medida que aumente la M_r de la sustancia, aumentará su punto de ebullición.

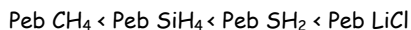


El sulfuro de hidrógeno, SH_2 , esta molécula posee geometría angular y presenta $\mu \neq 0$. Las fuerzas intermoleculares en este caso se deben a dipolos permanentes y dipolos transitorios. Las fuerzas intermoleculares son dipolo-dipolo y fuerzas de London. Es por esto que el punto de ebullición será mayor que el de las otras sustancias que solo presentan fuerzas de London.



El cloruro de litio, LiCl , es un compuesto iónico, por lo cual presenta alto punto de ebullición, ya que se requerirá mucha energía para vencer las fuerzas electrostáticas.

Finalmente ordenamos:



Fin geometría molecular - fuerzas intermoleculares

GASES IDEALES

Antes de empezar con esto está bueno volver a preguntarse... ¿Qué es eso que mantiene juntas a las moléculas, dando los distintos estados de agregación? Como ya vimos antes, son las fuerzas intermoleculares. En los estados sólido y líquido estas son tan fuertes como para hacer que todas las moléculas se encuentren juntas. En el estado gaseoso estas interacciones son muy bajas y de hecho, en el modelo que nosotros vemos de gases ideales, se consideran igual a cero (o sea, en gases ideales no existen las interacciones entre las moléculas).

Algunas características del estado gaseoso...

Una de las principales características es que las partículas que lo forman están **muy separadas** entre sí en comparación con los estados sólido y líquido. Por esto, en los gases, la mayor parte del volumen ocupado por el gas está vacío. Pero los gases no tienen un volumen fijo. Un gas que esta suelto (como el aire) es muy difícil de manejar; por eso, para estudiarlos se los pone en recipientes cerrados. Entonces, el gas ocupa todo el volumen del recipiente. Entonces, si uno quiere duplicar el volumen de un gas, tiene que pasarlo a un recipiente el doble de grande.

Otra característica es que a nivel microscópico las moléculas poseen una **alta velocidad**.

El hecho de que las moléculas se muevan sin parar origina choques entre ellas y con las paredes del recipiente en el que están. Esto es lo que nosotros, a nivel macroscópico, vemos como **presión**. Imaginate un recipiente en el que solo hay dos moléculas en estado gaseoso. Intuitivamente te podés dar cuenta que la presión va a ser muy baja, pero... ¿por qué? Habíamos dicho que la presión estaba dada por los choques de las partículas con el recipiente; estos choques ejercen una fuerza contra la pared. Entonces, si tenés solo 2 moléculas la cantidad de choques (o sea, la fuerza que se ejerce contra el recipiente) va a ser mucho mas baja que si tenés 100.000 moléculas. Entonces, podemos definir a la presión como...

$$\text{PRESIÓN} \rightarrow P = \frac{F}{S} \leftarrow \begin{array}{l} \text{FUERZA} \\ \text{SUPERFICIE} \end{array}$$

← LA PRESIÓN ES LA FUERZA DIVIDIDA LA SUPERFICIE

Otra cosa que tenés que saber es que el comportamiento de los gases cambia con la **temperatura**. Si un gas se calienta, aumenta la energía cinética promedio (que tiene que ver con la temperatura) y hace que la velocidad de las partículas aumente, por lo que van a haber más choques por unidad de tiempo. ¿Qué pasa entonces?

Rta: Aumenta la presión.

Los gases se pueden caracterizar mediante tres variables relevantes, **presión, volumen y temperatura**. Y a cada una se la puede expresar con varias unidades. Tené cuidado con esto porque les encanta hacerte pasar de una unidad a otra y muchos errores en los parciales son por estas cositas.

Unidades de presión: atm (atmósferas); mmHg (mm de mercurio); torr ; Pa (pascales); hPa (hectopascales).

Para pasar de una unidad a la otra hay un sistema de equivalencias. Lo único que tenés que hacer es una regla de tres.

$$1 \text{ atm} = 1.013 \text{ hPa} = 101.300 \text{ Pa} = 760 \text{ torr} = 760 \text{ mm Hg}$$

1 atm es la presión atmosférica normal. Cuando no nos dicen cuál es la presión y la necesitamos para las cuentas, suponemos que es la normal.

Fijate que torr y mmHg es lo mismo. Además, 1 hPa = 100 Pa

Unidades de Temperatura: °C (centígrados o Celsius); °F (Fahrenheit); K (Kelvin)

Los grados centígrados o Celsius son los que usamos todos los días y los más cómodos. Pero, para hacer las cuentas, va a haber que usar mucho los Kelvin (los grados Fahrenheit no los vamos a ver).

¿ Escuchaste hablar alguna vez del " 0 absoluto " ? Bueno, es la mínima temperatura que puede haber, y equivale a - 273 °C. Justamente lo que hacen los K (no hago propaganda política, me refiero a los kelvin) es medir la temperatura desde el cero absoluto. Decir 0 K es lo mismo que decir - 273 °C. ¿ Se puede hablar de una temperatura en K que sea negativa ? Y no, porque no existe temperatura menor a 0 K.

Ojo con esto: ¿ Por qué no se pone " ° " cuando hablamos de kelvin, o sea, por qué no se les dice " grados kelvin " ? Esto es porque están medidos en base a un valor absoluto. El 0 K está puesto en la mínima temperatura posible. En cambio, en grados Celsius (°C) se habla de grados porque es una escala que inventó el hombre y puso el 0 en base al punto de congelamiento del agua. En vez del agua podría haber elegido el alcohol etílico, el aceite, etc.

Pero, por suerte para nosotros, cuando se descubrió este nuevo sistema lo único que se hizo fue correr la posición del 0 con respecto a grados Celsius. Un cambio de temperatura de 1 K o 1 °C es lo mismo. Distinto es en Fahrenheit, donde 1 °C equivale a 33,8 °F.

Entonces, para pasar de kelvin a grados centígrados y viceversa lo único que hay que hacer es sumar o restar 273.

$$T = t (^{\circ}\text{C}) + 273$$

$$t (^{\circ}\text{C}) = T - 273$$

$t (^{\circ}\text{C})$ es la temperatura medida en grados centígrados.

T es la temperatura medida en Kelvin.

Acordate que no existen temperaturas negativas en Kelvin.

Unidades de volumen: dm^3 , cm^3 , m^3 , l, ml ...

Estos dos sistemas de unidades, se relacionan con:

$$1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ litro}$$

Después están los múltiplos y los submúltiplos de cada uno:

El primero es un sistema cúbico: si nos movemos una unidad, multiplicamos o dividimos por 1.000. Entonces tenemos: $1 \text{ dm}^3 = 1.000 \text{ cm}^3 = 0,001 \text{ m}^3$

El segundo es un sistema lineal: cada vez que nos movemos una unidad, multiplicamos por 10. Tenemos 1 litro = 1000 ml porque nos movimos 3 unidades.

Leyes de los Gases

Cuando los científicos empezaron a estudiar los gases descubrieron dos leyes que describían sus propiedades. Estas se nombran en honor a los tipos que las descubrieron.

- Ley de Boyle-Mariotte
- Ley de Gay-Lussac

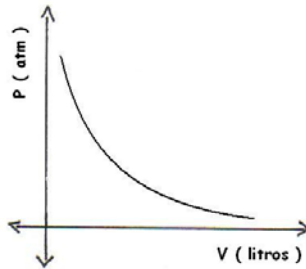
Ley de Boyle-Mariotte

Estos tipos se dieron cuenta que si se mantiene la temperatura constante y se comprime un gas (se reduce el volumen), la distancia que tiene que recorrer una molécula para chocar con la pared del recipiente que la contiene será menor; los choques entonces serán más frecuentes y la presión aumentará. Esta proporcionalidad entre volumen y presión (**a temperatura constante**) se puede escribir como...

$$P \cdot V = \text{cte}$$

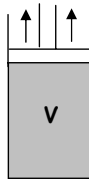
Se dice que es una proporcionalidad **inversa**, ya que para que uno sea más grande el otro tiene que ser más chiquito.

Si representamos en un gráfico la presión en función del volumen obtenemos lo siguiente...



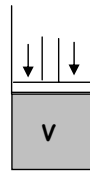
ESTE GRÁFICO
TIENE LA FORMA
DE UNA HIPÉRBOLA

Fíjate que si uno aumenta, el otro disminuye y viceversa. Utilizando un " émbolo " podemos cambiar el volumen ocupado por el gas. Imagínate que un émbolo es un inflador que tiene la punta por donde sale el aire tapada, por lo que el aire no puede salir. Si " jalamos " (que buena palabra) del émbolo hacia arriba, el volumen aumenta. Si lo apretamos hacia abajo, el volumen disminuye.



Cuando el volumen aumenta
la presión disminuye.

Se baja el
émbolo
→



Cuando el volumen disminuye
la presión aumenta

Existe una ecuación que relaciona estos dos estados, a temperatura constante...

$$P_o \times V_o = P_1 \times V_1$$

En la que los subíndices **o** indican la presión y volumen inicial y los subíndices **1** la presión y el volumen después de haber producido el cambio.

Veamos un ejemplo...

Un globo de cumpleaños se infla con helio, hasta alcanzar un volumen de 3 litros, a la presión de 760 mmHg. El globo se escapa subiendo hasta una altura en la que la presión es de 0,9 bares. ¿ Qué volumen va a tener el globo ? (Se supone temperatura constante) En primer lugar tenemos que expresar la presión en las mismas unidades. Siempre te tenés que fijar si están en la misma unidad... ya te dije, les encanta hacerte pasar de una unidad a otra.

Personalmente no me gusta usar mmHg... tengo que escribir mucho solo para poner la unidad y me parece fea a la vista. Así que voy a pasar usar todo en bares. De las tablas de equivalencia sabemos que $760 \text{ mmHg} = 1,013 \text{ bares}$. Ahora podemos aplicar la ley de **Boyle-Mariotte**:

$$P_0 \cdot V_0 = P_1 \cdot V_1$$

¿ Qué datos tenemos ?

$P_0 = 1,013 \text{ bares}$, $V_0 = 3 \text{ litros}$

$P_1 = 0,9 \text{ bares}$. Entonces...

$$1,013 \text{ bares} \cdot 3 \text{ l} = 0,9 \text{ bares} \cdot V_1$$

$V_1 = 3.37 \text{ litros}$

Ley de Charles y Gay-Lussac

Lo que descubrieron estos tipos es que cuando se entrega calor a una determinada cantidad de gas contenida en un recipiente de volumen fijo cuyas paredes no dejan pasar el calor, por ejemplo, un buen termo (a estos recipientes se los llama **recipientes adiabáticos**) aumenta presión del mismo. Como la temperatura aumenta, también aumenta la energía cinética. A nivel microscópico, las moléculas se mueven más rápido y chocan más frecuentemente con las paredes del recipientes, y es por esto que aumenta la presión...

$$P/T = \text{cte (a volumen fijo)}$$

Esta proporcionalidad directa entre presión y temperatura también se puede ver si analizamos el volumen y la temperatura a presión constante...

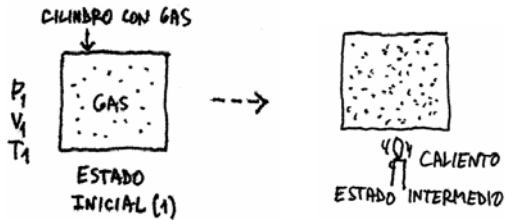
$$V/T = \text{cte (a presión fija)}$$

Resumiendo, podemos decir que...

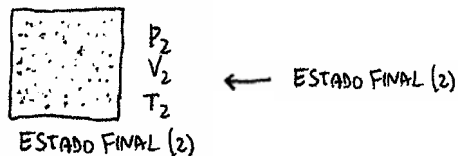
“El volumen de una determinada masa de gas a presión constante es directamente proporcional a la temperatura”

“La presión de una determinada masa de gas a volumen constante es directamente proporcional a la temperatura”

Supongamos que tengo un gas en un cilindro y lo caliento:



Al calentar el gas cambian la presión, el volumen y la temperatura. Llego a un estado final P_2 , V_2 y T_2 .



La ecuación que relaciona los estados 1 y 2 es la "ECUACIÓN DE ESTADO DE LOS GASES IDEALES"

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

Las variables P , V y T se llaman variables de estado (presión, volumen y temperatura). P es la presión absoluta del gas. V es el volumen. T es la temperatura **en K**.

Veamos un ejemplo...

Un gas a 18°C y 750 mm de Hg ocupa un volumen de 150 cm^3 , ¿cuál será su volumen a 65°C si se mantiene constante la presión?

Para relacionar estos dos estados podemos plantear la ecuación que vimos más arriba.

Primero hagamos los cambios de unidades...

$$T_0 = 18^\circ\text{C} \Rightarrow T_0 = 18^\circ\text{C} + 273^\circ\text{C} \Rightarrow T_0 = 291\text{ K}$$

$$T_1 = 65^\circ\text{C} \Rightarrow T_1 = 65^\circ\text{C} + 273^\circ\text{C} \Rightarrow T_1 = 338\text{ K}$$

Ahora reemplazamos en la ecuación...

$$\frac{750 \text{ mmHg} \cdot 150 \text{ cm}^3}{291 \text{ K}} = \frac{750 \text{ mmHg} \cdot V_1}{338 \text{ K}}$$

$$V_1 = 174 \text{ cm}^3$$

ECUACIÓN GENERAL DE LOS GASES IDEALES

Existe una ecuación, casi mágica, que relaciona las variables P, V y T :

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Donde P es la presión en **atm**, V es el volumen en litros o **dm³**, T es la temperatura en **K**, "n" es el número de moles de gas en el sistema, y R es una constante (calculada experimentalmente) llamada constante universal de los gases. Ojo con las unidades. Gases es un tema fácil siempre y cuando no te confundas en errores pavotes.

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 / \text{K} \cdot \text{mol}$$

número de moles (n) del gas se calcula de la siguiente manera :

$$n = \frac{\text{Masa del gas en gramos}}{\text{Masa molecular relativa}} \quad \leftarrow \quad \text{Nro de MOLES}$$

Es importante que sepas que para el modelo de gases ideales todos los gases son iguales. Si yo pongo un mol de O₂ (g) en un recipiente de 1 dm³ y 25 °C voy a obtener la misma presión que si pongo un mol de H₂O (g).

Tenés que recordar la ecuación de estado para los gases ideales.
Tenés que saber manejarla bien, saber calcular el Nro. de moles y demás.

Veamos un ejemplo...

¿ Cuántos moles de gas hay en recipiente de volumen 2 dm³ en condiciones CNPT ?

¿ Qué es eso de CNPT ? Son las llamadas "condiciones normales de presión y temperatura". La temperatura en CNPT es 273 K (0 °C) y le presión es de 1 atm. Entonces cuando te dicen que averigües algo en CNPT, vos sabés la presión y la temperatura a la que te lo están pidiendo.

Para resolver este problema, lo único que tenés que hacer es reemplazar los valores que tenés en la ecuación general de gases ideales...

$$1 \text{ atm} \cdot 2 \text{ dm}^3 = n \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 / \text{K} \cdot \text{mol} \cdot 273 \text{ K}$$

$$n = 0,089 \text{ moles de gas}$$

Fijate que en este caso no dijimos qué gas era... perfectamente podríamos haber estado hablando del aire (compuesto por muchas sustancias). Pero si te dicen qué gas es, sabiendo el número de moles y el Mr podés averiguar cuál es la masa que hay en ese gas.

IMPORTANTE

Es interesante que sepas que, si bien el modelo de gases ideales es muy útil y se aplica bien en la mayoría de los casos, no es perfectamente correcto. ¿ Por qué ? Porque dijimos que este modelo no hace distinción entre las distintas sustancias, que no considera las fuerzas intermoleculares. Es cierto que las fuerzas entre las moléculas en un gas son reducidas, pero existen distintos casos en los que influyen de manera más significativa. Además, de acuerdo a este modelo uno podría meter en un recipiente infinitas moléculas, ya que gases ideales considera a cada partícula como un " punto " sin volumen. Pero esto no es así: si bien las partículas son muy pequeñas tienen un volumen y hay un límite en la cantidad de sustancia que se puede poner en un recipiente, después del cual los radios atómicos empiezan a tocarse. Existen otros modelos como los de " gases no ideales " que tienen en cuenta tanto a las interacciones entre las moléculas como al volumen de cada partícula. Esto se llama modelo de gases reales. Pero como es medio complicadex, no lo voy a poner acá.

MEZCLA DE GASES.

PRESIÓN PARCIAL DE UN GAS:

¿Qué pasa cuándo tenemos una mezcla de gases? Esto lo estudió Dalton. En una mezcla gaseosa, la presión parcial de cada gas es igual a la presión que ejercería si estuviera sólo en el recipiente. Fíjate que acá estás aplicando una de las hipótesis de la teoría cinética de los Gases, estamos considerando que no existen fuerzas de interacción entre las partículas. Por lo tanto, podemos calcular presiones parciales usando la ecuación general de los gases.

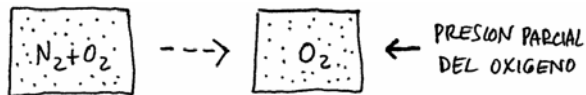
$$P_i \cdot V = n_i \cdot R \cdot T \Rightarrow \boxed{P_i = \frac{n_i R T}{V}} \quad \begin{array}{l} \text{donde } P_i = \text{presión parcial del gas } i. \\ n_i = \text{número de moles del gas } i. \end{array}$$

El aporte de un gas a la presión total será mayor cuanto más grande sea la proporción de ese gas en esa mezcla.

La presión total en el recipiente al estar los dos gases mezclados es igual a la **suma de las presiones parciales**. Esto es lo que se llama Ley de Dalton. Si tengo 2 gases :

$$\boxed{P_{TOTAL} = P_{P_{GAS1}} + P_{P_{GAS2}}} \quad \leftarrow \text{LEY DE DALTON}$$

Si en un recipiente tenemos 2 gases mezclados, la **presión parcial** de cada gas es igual a la presión que tendría ese gas si estuviera solo, ocupando todo el volumen del recipiente. Veamos un ejemplo. Suponete que en un recipiente de 3000 cm^3 , a 25°C , tenemos mezclados 3 moles de N_2 y 5 moles de O_2 . Mirá el dibujo:



En nuestro caso...

$$P_{total} = P_{O_2} + P_{N_2}$$

Calculemos primero la presión parcial del O_2 . Para eso, usamos la ecuación general de gases ideales. Pero **OJO!** tenemos que convertir a las unidades adecuadas...

$$3.000 \text{ cm}^3 = 3 \text{ dm}^3$$

$$\text{y } 25\text{ }^{\circ}\text{C (sumando 273)} = 298\text{ K}$$

Entonces, reemplazando...

$$P_{O_2} \cdot 3\text{ dm}^3 = 5\text{ mol} \cdot 0,082\text{ atm} \cdot \text{dm}^3 / \text{K} \cdot \text{mol} \cdot 298\text{ K}$$

$$P_{O_2} = 40,7\text{ atm}$$

Ahora calculemos la presión parcial del N_2 , de la misma manera en que lo hicimos para el O_2 ...

$$P_{N_2} \cdot 3\text{ dm}^3 = 3\text{ mol} \cdot 0,082\text{ atm} \cdot \text{dm}^3 / \text{K} \cdot \text{mol} \cdot 298\text{ K}$$

$$P_{N_2} = 24,4\text{ atm}$$

Entonces, para averiguar la P_{Total} podemos sumar $P_{O_2} + P_{N_2}$

$$P_{\text{Total}} = 40,7\text{ atm} + 24,4\text{ atm}$$

$$P_{\text{Total}} = 65,1\text{ atm}$$

Muchas veces te piden directamente que les digas cuál es la presión parcial de determinado gas en una mezcla gaseosa y ahí tenés que calcularla como hicimos recién. Pero fijate algo... dijimos que este modelo no "discriminaba" entre diferentes compuestos. Así que, si nuestro objetivo era saber cual era la **presión total** en el recipiente, podríamos haber sumado la cantidad total de moles y hacer una única cuenta, sin pensar en las presiones parciales...

$$5\text{ moles } O_2 + 3\text{ moles } N_2 = 8\text{ moles}$$

Reemplazando...

$$P_{\text{Total}} \cdot 3\text{ dm}^3 = 8\text{ moles} \cdot 0,082\text{ atm} \cdot \text{dm}^3 / \text{K} \cdot \text{mol} \cdot 298\text{ K}$$

$$P_{\text{Total}} = 65,1\text{ atm}$$

FRACCIÓN MOLAR:

Supongamos que en un recipiente hay varios gases. El gas 1, gas 2, gas 3, etc. Cada gas se encuentra con un determinado número de moles. En total habrá un número de moles n_{Total} que será la suma de todos. Se calcula la fracción molar, por ejemplo, para el gas 1 de la siguiente manera...

$$\bar{X}_{\text{GAS 1}} = \frac{\text{N}^{\circ} \text{ de Moles del GAS 1}}{\text{N}^{\circ} \text{ de Moles Totales}} \leftarrow \text{FRACCIÓN MOLAR}$$

La fracción molar, como es un cociente de algo en moles dividido otro algo también en moles, se cancelan, por lo que **no lleva unidades**. Además es importante que sepas que las fracciones molares de todos los gases que intervienen sumadas, tienen que sumar 1. Por ejemplo, si en un recipiente tenés 3 moles de O_2 , 1,7 moles de F_2 y 4 moles de N_2 , la fracción molar de cada uno será...

$$X_{O_2} = \frac{3 \text{ moles}}{3 \text{ moles} + 1,7 \text{ moles} + 4 \text{ moles}} = 0,34$$

$$X_{F_2} = \frac{1,7 \text{ moles}}{3 \text{ moles} + 1,7 \text{ moles} + 4 \text{ moles}} = 0,2$$

$$X_{N_2} = \frac{4 \text{ moles}}{3 \text{ moles} + 1,7 \text{ moles} + 4 \text{ moles}} = 0,46$$

...Y si sumás...

$$0,34 + 0,2 + 0,46 = 1$$

Veamos qué más podemos hacer con estas ecuaciones...

Tenemos...

$$P_i = \frac{n_i \cdot R \cdot T}{V} \quad \text{y} \quad P_{\text{total}} = \frac{n_{\text{total}} \cdot R \cdot T}{V}$$

Si dividimos las dos ecuaciones tenemos

$$\frac{P_i}{P_{\text{total}}} = \frac{n_i R T / V}{n_{\text{total}} R T / V}$$

Fíjate que hay varias cosas que se cancelan, entonces tenemos...

$$\frac{P_i}{P_{\text{total}}} = \frac{n_i}{n_{\text{total}}}$$

Pero si recordás que vimos la definición de fracción molar (X_i), $n_i / n_{\text{total}} = X_i$

$$\frac{P_i}{P_{\text{total}}} = X_i$$

Reordenando, obtenemos que...

$$P_i = P_{\text{total}} \cdot X_i$$

Esto es lo mismo que decir que la presión parcial de un gas es igual a la presión total por la fracción molar. Entonces, la presión parcial de un gas será mayor que la de otro en la misma mezcla si su fracción molar es mayor

$$P_{\text{GAS 1}} = \bar{X}_1 \times P_{\text{TOT}}$$

Diagram illustrating the equation $P_{\text{GAS 1}} = \bar{X}_1 \times P_{\text{TOT}}$ with labels and arrows:

- $P_{\text{GAS 1}}$ is labeled "PRESION PARCIAL DEL GAS 1".
- \bar{X}_1 is labeled "FRACCIÓN MOLAR DEL GAS 1".
- P_{TOT} is labeled "PRESIÓN TOTAL".

EJERCICIOS DE PARCIALES

En general los tipos no suelen tomar este tema solo, si no que te lo toman mezclado con otras cosas. Por ejemplo una reacción química que libera algún producto en estado gaseoso, y después te preguntan cuál era la presión de ese producto en un recipiente de tanto volumen, tanta temperatura, etc, etc...

Acá te pongo algunos problemas que tomaron en algunos parciales. Tratá de hacerlos solo y después fijate la respuesta, así te vas acostumbrando.

Problema 1

Un recipiente rígido de 8.00 dm^3 contiene 3.5 moles de F_2 y 30 g de HF (g) a 15°C . Calcular:

- La presión parcial de HF (ácido fluorhídrico)
- La fracción molar de F_2 en la mezcla

Solución

a) para resolver esto tenemos que, nuevamente, usar la ecuación general de gases ideales. Pero acá te están dando la masa de HF y vos querés el número de moles... Y bueno... vas a la tabla y te fijas el Mr del HF.

$$A_{r_H} = 1 \quad A_{r_F} = 19 \quad \rightarrow \quad M_{r_{HF}} = 1 + 19 = 20$$

Como ya sabés de capítulos anteriores, esto quiere decir que un mol de HF pesa 20 g, o sea, que la masa molar del HF es 20 g/mol. Y ahora, para averiguar cuántos moles son 30 g, solo tenemos que hacer una regla de tres simple...

$$\begin{array}{l} 20 \text{ g de HF} \quad \longrightarrow \quad 1 \text{ mol de moléculas de HF} \\ 30 \text{ g de HF} \quad \longrightarrow \quad X = 1,5 \text{ mol de moléculas de HF} \end{array}$$

Aplicando la ecuación general de gases ideales...

$$P_{HF} \cdot 8 \text{ dm}^3 = 1,5 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 / \text{K} \cdot \text{mol} \cdot 288 \text{ K}$$

$P_{HF} = 4,43 \text{ atm}$

b) Para calcular la fracción molar del F_2 tenemos que hacer la siguiente cuenta...

$$X_{F_2} = \frac{\text{n de moles de } F_2}{\text{n de moles totales}}$$

Entonces...

$$X_{F_2} = \frac{3,5 \text{ moles}}{3,5 \text{ moles} + 1,5 \text{ mol}}$$

$$\underline{X_{F_2} = 0,7}$$

Problema 2

Se pone una cierta cantidad de NO (g) en un recipiente de 2 dm³, a 20 °C, siendo la presión de 0,795 atm. Se agrega 1 g de N₂ (g) y se calienta la mezcla a 200 °C. Calcular la presión final del sistema.

Solución: Para calcular la presión final utilizo la siguiente fórmula:

$$P_T = \frac{n_T R T}{V}$$

El volumen final es dato, 2 dm³, y la también la temperatura final, 200 °C es decir 473 K. Lo que tenemos que calcular es el número de moles totales de la mezcla. Primero calculamos los moles de NO (g), cuando la T° era igual a 20 °C...

$$n_{NO} = \frac{P V}{R T} = \frac{0,795 \text{ atm} \cdot 2 \text{ dm}^3}{0,082 \frac{\text{atm dm}^3}{\text{K mol}} \cdot 293 \text{ K}} = 0,0662 \text{ moles}$$

Ahora calculamos los moles de N₂, (la masa molar la sacamos de la tabla periódica y es de 28 g/mol). Entonces...

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1,00 \text{ g}}{28 \text{ g/mol}} = 0,0357 \text{ moles}$$

Por lo tanto $n_T = 0,0662 \text{ moles} + 0,0357 \text{ moles} = 0,102 \text{ moles}$

$$\text{Entonces } P_T = \frac{0,102 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm dm}^3 / \text{K mol} \cdot 473 \text{ K}}{2 \text{ dm}^3} = \underline{1,98 \text{ atm}}$$

Problema 3

Un recipiente rígido de 50,0 dm³ contiene 8,00 g de He (g) y cierta masa de CO₂ (g). Las fracciones molares de ambos gases son iguales y la temperatura del sistema es 0 °C. Calcular la presión del sistema.

Solución

Si las fracciones molares son iguales entonces los moles de He y de CO₂ son iguales también, o sea, hay mitad de cada uno.

$X_{\text{He}} = n_{\text{He}} / n_{\text{T}} = X_{\text{CO}_2} = n_{\text{CO}_2} / n_{\text{T}}$ donde n_{T} son los moles totales.

Moles de He = $8 \text{ g} / 4 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 2$ moles He, entonces también hay 2 moles de CO_2

Con lo que los moles totales son 4...

...y estamos hablando de una mezcla de gases, voy a usar la ecuación general del gas ideal, despejando la presión, como sigue:

$$P_{\text{T}} = n_{\text{T}}RT/V = \frac{4 \text{ mol} \times 0.082 \frac{\text{atm} \times \text{dm}^3}{\text{K} \times \text{mol}} \times 273 \text{ K}}{50 \text{ dm}^3} = 1.79 \text{ atm}$$

Rta: 1.79 atm

Problema 4

Se colocan 0,0700 moles de Cl_2 (g) en un recipiente rígido de 861 cm^3 que contenía 3,20 g de O_2 (g), siendo la temperatura final del sistema 27 °C. Calcular la presión final de dicho sistema.

Solución: Nuevamente va a haber que usar la ecuación general de los gases. Pero acordate que esta ecuación exige que las variables estén expresadas en ciertas unidades. Que la temperatura va en kelvin creo que ya lo sabés, pero no te olvides de pasar el volumen a a dm^3 !

$$V = 861 \text{ cm}^3 = 0,861 \text{ dm}^3$$

$$T = 27 \text{ °C} + 273 = 300 \text{ K}$$

Además hay que calcular la cantidad total de moles de gas que tenemos en el recipiente

$$\begin{aligned} 32 \text{ g } \text{O}_2 &\longrightarrow 1 \text{ mol } \text{O}_2 \\ 3,20 \text{ g } \text{O}_2 &\longrightarrow x = 0,1 \text{ mol } \text{O}_2 \end{aligned}$$

Moles totales = $0,1 \text{ mol } \text{O}_2 + 0,07 \text{ mol } \text{Cl}_2 = 0,17$ moles.

Y ahora con estos datos los reemplazamos en la ecuación, y despejamos la presión, que es la presión total que soporta el recipiente (por eso usamos los moles totales)...

$$P_{\text{T}} = n_{\text{T}}RT/V = \frac{0,17 \text{ mol} \times 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{dm}^3}{\text{K} \times \text{mol}} \times 300 \text{ K}}{0,861 \text{ dm}^3} = 4,86 \text{ atm}$$

Rta: 4.86 atm

Problema 5

Se colocan 0,400 moles de O₂ (g) y 30,0 g de CO₂ (g) en un recipiente rígido. La presión es de 0,352 atm y la temperatura 5,00 °C. Calcular el volumen del recipiente.

Datos: R = 0,082 dm³ . atm . mol⁻¹ . K⁻¹ ; Mr (CO₂) = 44,0

Solución

Primero tenemos que pasar el CO₂ (g) de g a moles. Sabiendo que el Mr es 44, calculamos...

$$44 \text{ g CO}_2 \rightarrow 1 \text{ mol CO}_2$$

$$30 \text{ g CO}_2 \rightarrow x = 0,682 \text{ mol CO}_2$$

Por lo tanto los moles totales nos quedan:

$$n_{\text{T}} = 0,400 \text{ mol} + 0,682 \text{ mol} = 1,082 \text{ mol}$$

Y en entonces reemplazamos en la ecuación general de los gases ideales...

$$V = n_{\text{T}}RT/P_{\text{T}} = \frac{1,082 \text{ mol} \times 0,082 \text{ atm dm}^3/\text{K mol} \times 278 \text{ K}}{0,352 \text{ atm}} = 70,07 \text{ dm}^3$$

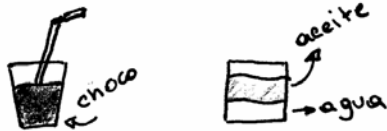
$$\text{Rta: } 70,1 \text{ dm}^3$$

Fin de gases ideales

SOLUCIONES

¿ Qué es una solución ?

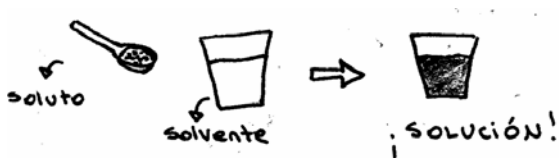
Es una mezcla homogénea de dos o más sustancias. Que algo sea homogéneo significa que si tomamos dos puntos cualesquiera del sistema (en esta caso una solución), vamos a ver que sus propiedades intensivas son las mismas. Por ejemplo: podemos poner en un vaso agua y aceite. Como ya aprendimos de chicos, en el vaso va a quedar una capa de aceite por arriba y el agua en el fondo. Por lo tanto, las propiedades intensivas que vamos a encontrar en la parte acuosa no van a ser las mismas que en la parte del aceite (la densidad del aceite no es la misma que la del agua, etc.) Entonces decimos que nuestra mezcla no es homogénea. En cambio, si preparamos una chocolatada, no vamos a poder distinguir, luego de revolver, la leche del cacao en polvo que pusimos. Por lo tanto, nuestra nueva mezcla es homogénea, por la que la denominamos solución.



Solvente y soluto

Una solución siempre está formada por un solvente y al menos un soluto. El solvente es la sustancia que se encuentra en mayor medida en la solución. El soluto, el que se encuentra en menor medida. En nuestra chocolatada, la leche es el solvente y el cacao es el soluto. Si le pusiéramos azúcar, ésta sería un segundo soluto.

Notación: generalmente abreviamos soluto como "st", solvente como "sv" y solución como "sc" o "sn".



¿Las soluciones siempre son de un líquido con un sólido?

Rta: ¡NO! Por ejemplo, podemos tener una solución de dos líquidos, de dos gases o de dos sólidos.

SOLUCIONES SATURADAS, CONCENTRADAS Y DILUIDAS

Volvamos a la chocolatada. Si ponemos poco cacao (el soluto), nuestra solución será **diluida**. Si le agregamos un poco más, y un poco más, será **concentrada**. ¿ Pero qué pasa si le seguimos agregando cacao ? Como todos sabemos, después de que nos tomemos todo el vaso vamos a encontrar en el fondo una pasta de cacao. Esto pasa porque en la leche sólo se puede disolver hasta cierta cantidad de cacao. El resto queda como sólido, no disuelto, y precipita. Entonces, la chocolatada que nos acabamos de tomar era una solución **saturada**, tenía el máximo de soluto disuelto (y estamos seguros de que era el máximo, porque el resto precipitó). Ojo, esta cantidad máxima de cacao que se puede disolver varía con la temperatura.



¿ Por qué no siempre se forman soluciones ?

Cuando ponemos el cacao en la leche, las moléculas de éste se separan, de forma que ya no podemos identificarlo, formando una mezcla homogénea, una solución. Esta separación de las moléculas de cacao se da porque las moléculas de la leche las atraen, y esta atracción es igual o más grande que la atracción entre las propias moléculas de cacao. Pero volvamos al caso del aceite y del agua. Dos moléculas de agua se atraen más fuertemente entre sí que una molécula de agua y una de aceite. Por lo tanto, las moléculas de agua se mantienen unidas por un lado y las de aceite, por otro. De esta manera, no se forma una solución.

Entonces, para predecir si una sustancia formará una solución con otra, tenemos que identificar qué tipo de interacciones pueden formarse entre las moléculas de una misma sustancia, y qué tipo entre las de distinta sustancia.

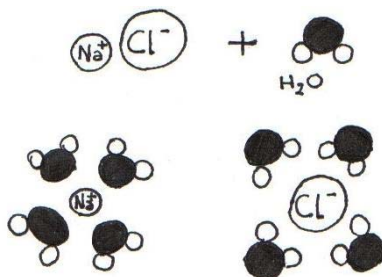


Iones en agua

Todo ión, al tener una carga neta (positiva o negativa), atrae al agua. ¿ Por qué ?

Porque el agua es una sustancia muy polar. Esto significa que en sus moléculas los electrones no están dispersos de manera uniforme, por lo que se forman sectores con carga negativa (donde hay más electrones) y otros con carga positiva.

De esta manera, la parte positiva de la molécula de agua rodea a los iones negativos, y la parte negativa, a los iones positivos.



Así, una sal como el NaCl (cloruro de sodio, la sal de mesa) es soluble en agua, ya que al entrar en contacto con ésta se va a disociar en Na^+ y Cl^- . Dado que se puede disociar en iones, decimos que el NaCl es un **electrolito**. Una característica de las soluciones de iones es que pueden conducir la corriente eléctrica, puesto que se van desplazando a través del solvente.

Concentración

Como dijimos, las soluciones pueden tener diferentes cantidades de soluto disuelto, o sea, pueden tener diferentes concentraciones. Podemos expresar la concentración de distintas maneras:

% m/m	Porcentaje masa/masa	Gramos st cada 100 g de sc
% m/v	Porcentaje masa/volumen	Gramos st cada 100 ml de sc
% v/v	Porcentaje volumen/volumen	Mililitros st cada 100 ml de sc
M	Molaridad	Moles st cada 1000 ml de sc
m	Molalidad	Moles st cada 1000 g de sv
ppm	Partes por millón	Gramos (o kg, o mg, etc.) st cada 1.000.000 g (o kg, o mg, etc.) de sc

Todas estas formas se pueden interconvertir si tenemos los datos apropiados. Generalmente para hacer esta conversión vamos a tener que tener frescos en la cabeza dos conceptos:

Masa molar (Mr):

Cuántos gramos pesa un mol de un compuesto. Por ejemplo: ¿Cuál es la masa molar del O_2 ? Si vamos a nuestra tabla periódica vamos a ver que la Ar del O es 16. O sea, un mol de O pesa 16 g. Pero por cada molécula de O_2 hay 2 O. Por lo tanto, cada molécula pesará el doble que una de O. Entonces, un mol de moléculas de O_2 pesa $2 \cdot 16g = 32 g$.

Densidad (δ):

Es la masa del compuesto por unidad de volumen de ese compuesto.

Ejemplo: $\delta_{HCl} = 1,02g/cm^3$ (la densidad del HCl es 1,02g por cada cm^3).

Nota: salvo que se aclare en el problema, el volumen de un sólido en sc es **despreciable**.

Ejercicio 1

Se mezclan dos gramos de NaCl en 5 litros de agua destilada.

a) - ¿ Cuál es la concentración de la sc expresada en % m/v ?

Rta: dijimos que % m/v significaba cuántos gramos de st tenemos por cada 100 ml de sc.

Entonces, si en 5.000 ml (= 5 litros) hay 2 g de st, en 100 ml de sc hay...

Hacemos regla de tres simple !!!!!

$$\begin{array}{l} 5.000 \text{ ml sc} \text{ ----- } 2 \text{ g} \\ 100 \text{ ml sc} \text{ ----- } x = 0,04 \text{ g} \text{ !!!!!!!} \rightarrow \text{sc} = \underline{0,04 \%m/v} \end{array}$$

(Fijate que acá despreciamos el volumen del st, por lo que el volumen de la sc es el del sv)

b. ¿Y expresado en M?

Rta: M (molaridad) son los moles de st por cada 1000ml (1 litro) de sc. Volvemos a hacer la regla de tres simple:

$$\begin{array}{l} 5.000 \text{ ml sc} \text{ ----- } 2 \text{ g st} \\ 1.000 \text{ ml sc} \text{ ----- } x = 0,4 \text{ g st} \end{array}$$

Entonces hasta acá tenemos que cada 1000ml de sc hay 0.4 g de st. Sólo nos queda saber a cuántos moles equivalen 0.4g de st. De la tabla periódica sacamos que el Mr del Cl es 35.5 y el Mr del Na es 23. Por lo tanto, el Mr del NaCl es 58.5. O sea, cada mol de NaCl pesa 58.5g. Volvemos a usar una regla de tres (en los problemas de sc, es un clásico):

$$\begin{array}{l} 58,5 \text{ g st} \text{ ----- } 1 \text{ mol st} \\ 0,4 \text{ g st} \text{ ----- } x = 1.5 \text{ moles st} \rightarrow \text{sc} = 1,5 \text{ M} \end{array}$$

Ejercicio 2

Con 30 g de nitrato de plata ($AgNO_3$) se quiere preparar una sc acuosa al 22 % m/m ($\delta_{sc} = 1,08 \text{ g/ml}$).

a. ¿ Cuánto volumen de sc puede prepararse ?

Rta: Queremos obtener una sc con 22 g de st por cada 100 g de sc. Si tenemos 30 g de st, ¿cuántos gramos de sc pueden prepararse ?

$$\begin{array}{l} 22 \text{ g st} \text{-----} 100 \text{ g sc} \\ 30 \text{ g st} \text{-----} x = 136 \text{ g sc !!!!} \end{array}$$

El volumen máximo que podremos preparar será el volumen que ocupen 136 g de sc:

$$\begin{array}{l} 1.08 \text{ g sc} \text{-----} 1 \text{ ml sc lo sacamos de la densidad} \\ 136 \text{ g sc} \text{-----} x = 126 \text{ ml sc} \end{array}$$

b. ¿Cuál es la masa de solvente necesaria ?

Rta: Dijimos que vamos a tener 136 g de sc total, de la cual 30 g es de st. Si masa sc = masa st + masa sv =>

$$\text{Masa sv} = 136 \text{ g} - 30 \text{ g} = 106 \text{ g sv}$$

DILUCIONES

En la práctica, muchas veces es necesario preparar soluciones a partir de otras haciendo diluciones. Esto significa disminuir la concentración agregando sv. Un ejemplo casero es el jugo concentrado que viene en botella. En la etiqueta nos indican cuánto jugo debemos poner en, por ejemplo, un litro de agua. Cuando hacemos esto estamos haciendo una dilución (pensá que el jugo en botella también es una sc de naranja y agua): estamos disminuyendo la concentración de naranja (el st) en la sc.

Para resolver los problemas de diluciones tenés que tener bien en claro que los moles (y por lo tanto la masa) siempre son constantes: si a una sc con 1 mol de st le agrego más sv, en la nueva sc seguirá habiendo 1 mol de st, sólo que la concentración será otra.



Ejercicio:

Se tiene una primera sc de cloruro de aluminio al 10 % m/m y se la desea diluir con agua para obtener una segunda solución de 2 kg al 3 % m/m de dicha sal. ¿ Qué masa de la primera sc habrá que diluir ?

Rta: Primero calculamos cuánto st vamos a tener en la segunda solución, la de 2 kg al 3 % m/m. Así, sabemos cuanto st vamos a necesitar sacar de la 1era sc de, 10 % m/m y podemos calcular cuánto de esta sc necesitamos:

Ojo: siempre conviene trabajar con las mismas unidades. Acá podemos trabajar el peso en gramos o kilogramos. Como los % m/m involucran gramos, en este problema nos conviene la primera opción.

Sc 2:

100 g sc ----- 3g st
2.000 g sc ----- x= 60 g st !!! } lo que necesitamos

Sc 1:

10 g st ----- 100 g sc
60 g st ----- x= 600 g sc

Entonces, para hacer la dilución vamos a tener que poner 600 g de la primera solución (que posee 60 g de cloruro de aluminio) y después vamos a agregarle agua hasta llegar a una masa de 2.000 g. ¿ Cuánta agua vamos a poner ? Y... $2.000 \text{ g} - 600 \text{ g} = 1200 \text{ g}$ de agua.

Equivalentes

Un equivalente (o masa equivalente) es la cantidad de gramos de un compuesto que aporta un mol de carga eléctrica. Por ejemplo, para el Cl^- , un equivalente es igual a su masa molar, ya que se necesitan 35.5 g de Cl^- para tener un mol de carga (negativa en este caso). Por el contrario, un equivalente de Ca^{2+} será la mitad que su masa molar porque por cada mol de Ca^{2+} , se tienen dos moles de carga, no uno.

$$\text{Equivalente} = \text{Masa Molar} / \text{Carga del Ión}$$

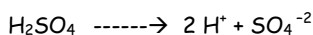
Entonces, teniendo el concepto de equivalente, podemos expresar concentraciones en equivalentes por litro: Eq/L.

Otra opción, cuando estamos trabajando con concentraciones chiquitas, es hablar de miliequivalentes (una milésima de equivalente) por litro: mEq/L.

Ejercicio:

Se tiene una sc de H_2SO_4 0,1 M. ¿ Cúal es la concentración en Eq/L de SO_4^{-2} ?

Rta: La disociación del H_2SO_4 en agua será:



0,1 M significa que tengo 0,1 mol de H_2SO_4 por cada litro de sc. Al disociarse, vamos a tener 0,1 mol de SO_4^{-2} y 0,2 moles de H^+ .

Como el SO_4^{-2} tiene dos cargas, la masa equivalente será:

$$\text{Eq} = \text{Mr del } \text{SO}_4^{-2} / 2 = 96 \text{ g}/2 = 48$$

Entonces, si en 1 M tenemos 48 Eq, en 0,1 M vamos a tener 4,8 Eq. Como al trabajar en molaridad ya expresamos la concentración el litros, la concentración de SO_4^{-2} será 4,8 Eq/L.

EJERCICIOS SACADOS DE PARCIALES:

1) Una solución del soluto X en H_2O es 0,250 M; 0,916 % m/m y densidad = 1,092 g/cm³.

a. Masa molar de X.

b. Concentración en molalidad.

c. El volumen necesario para preparar 2,00 dm³ de otra solución a 5,00*10⁻²M.

Respuesta

1) a. Con la densidad calculamos que por litro hay 1,092 g de sc. Entonces, teniendo que la concentración es 0,25 M, sabemos que hay 0,25 moles de X por cada 1,092 g de sc. Con la concentración expresada en % m/m podemos deducir que en 1092 g de sc hay aproximadamente 10 g de X. En resumen, por litro de sc, o por cada 1092 g de sc hay 10 g de X, que equivalen a 0,25 moles de X. Entonces: **Mr = 4**

b. De "a." obtuvimos que cada 1,092 g de sc hay 10 g de st. Entonces, por cada 1,082 g de sv, hay 10 g, o 0,25 moles de X. Entonces, cada 1.000 g de sv hay 0,23 moles de st, o sea: Concentración= **0,23 m**

c. **i Truco alternativo I:** se puede hacer razonando paso por paso, cosa que es recomendable si no hiciste muchos problemas. Pero si ya sos un experto, en estos casos podés usar una formulita:

$$C_o \times V_o = C_f \times V_f$$

(Esto se lee: la concentración inicial por el volumen inicial es igual a la concentración final por el volumen final). Así podés despejar el volumen de la sc inicial: **V_o = 0,4 litros**

2) Se tienen dos soluciones acuosas de HN03 . La solución A es 50 % m/m; densidad = $1,08 \text{ g.cm}^{-3}$. La solución B es 2 M.

a. ¿Cuál es la molaridad de la solución más concentrada ?

b. ¿Cuál es la % m/V de la solución más diluida ?

c. Indicar que masa de soluto hay que agregar a 50 cm^3 de la solución mas diluida para igualar sus concentraciones.

2) a. La solución más concentrada es la A: **8,64 M**

b. Para la solución B: **12,6 % m/V**

c. Calculamos cuántos moles de st tenemos en 50 ml de la sc B, y cuántos tendríamos en 50 ml de sc A. La diferencia, son lo moles que tenemos que agregar. Esto lo sacamos teniendo en cuenta que la masa molar del st es 63. Entonces, debemos agregar **20,9 g**.

Fin soluciones

REACCIONES QUÍMICAS

Contenido del capítulo:

- ¿ Qué es una reacción química ?
- Ecuaciones químicas, conservación de la masa, tipos de reacciones.
- Cálculos estequiométricos: reactivo limitante, pureza y rendimiento.

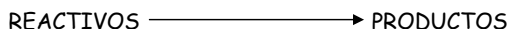
¿ QUÉ ES UNA REACCIÓN QUÍMICA ?

Se trata de un proceso por el cual una o varias sustancias cambian para formar una o más sustancias nuevas. O sea, vamos a partir de alguna sustancia X, que va a sufrir una transformación y va a dar una sustancia Y (o varias sustancias, tipo Y, Z, A, etc). Lo importante es que recuerdes que estamos hablando de una **transformación**: vamos a llegar a algo distinto de lo que partimos. La o las sustancias iniciales se llaman **reactivos** y las que se obtienen, **productos**.

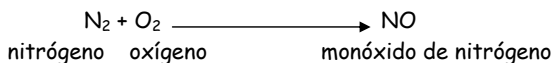
Importante: siempre en una reacción química los productos y los reactivos son sustancias distintas, con características químicas y físicas diferentes. Un cambio de estado no es una reacción química, sino un proceso físico.

ECUACIONES QUÍMICAS: CÓMO REPRESENTAR LAS REACCIONES

Para representar las reacciones químicas vamos a usar ecuaciones químicas. Estas ecuaciones tienen la forma general:



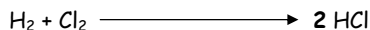
(Siempre vamos escribir los reactivos a la izquierda y los productos a la derecha).
Vamos con algunos ejemplos de ecuaciones químicas:



Fijáte una cosa: en ninguna de estas ecuaciones coincide el número de átomos de reactivos con el de productos. Por ejemplo, en la primera reacción hay 2 átomos de H del lado de los reactivos, y 1 solo del lado de los productos. Esto no es correcto. Se tiene que cumplir la **ley de conservación de la masa**.

Es decir, **tiene que coincidir el número de átomos de reactivos y productos para cada elemento que aparece en una reacción química**. Esto se debe a que la masa no puede crearse ni destruirse, sólo transformarse.

Cuando una ecuación cumple con la ley de conservación de la masa decimos que está balanceada. Por ejemplo, para los casos anteriores tendríamos:



El número 2 que agregamos se denomina coeficiente estequiométrico. Indica el número de moles de la sustancia que reaccionan o se obtienen, y además marca las relaciones estequiométricas entre reactivos y productos en la reacción (o sea, cuánto de hidrógeno reacciona con cuánto cloro para dar tanto cloruro de hidrógeno). Después vamos a ver bien cómo se lee una ecuación química. Por ahora podemos " traducir " las dos que escribimos, de la siguiente manera: 1) " un mol de hidrógeno reacciona con un mol de cloro para dar dos moles de cloruro de hidrógeno " la segunda te queda para vos... no te quejes porque es re-fácil !!!!

En algunos casos, además, se suele agregar el estado de agregación de los reactivos y productos. Para eso se usa esta notación: (s) = sólido, (l) = líquido, (g) = gas, (aq) = en solución acuosa.

Importante: siempre que trabajes con ecuaciones químicas verificá primero que estén balanceadas. Si no lo están, balanceálas. No te preocupes, más adelante vamos a ver cómo se hace. Pero si hacés las cuentas en base a una ecuación que está mal balanceada, **va a estar mal**

TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS

Y sí, hay varios tipos de reacciones. No te asustes, solamente son un par de nombres que hay que acordarse. No es difícil reconocerlas. Vamos a ver:

✓ **Combinación o síntesis:** dos o más sustancias se unen para dar un solo producto.



✓ **Descomposición:** una sola sustancia se rompe para dar varias sustancias. Es como una síntesis pero al revés. Por ejemplo:
$$\text{CaCO}_3(s) \longrightarrow \text{CaO}(s) + \text{CO}_2(g)$$
. En general, para que se produzcan las descomposiciones se necesita mucha energía (que se obtiene por medio de luz o calor).

✓ **Precipitación:** a veces al juntar dos soluciones obtenemos un producto que no es soluble en agua, y precipita como un sólido. Otro nombre para este tipo de reacciones es de desplazamiento. Un ejemplo es:
$$\text{AgNO}_3(aq) + \text{NaCl}(aq) \longrightarrow \text{AgCl}(s) \downarrow + \text{NaNO}_3(aq)$$
 (la flechita indica que ese producto precipita, o sea, se hace insoluble).

✓ **Combustión:** se da con sustancias en presencia del oxígeno. Dan dióxido de carbono y agua como productos, y liberan calor (estas las ubicás seguro: pensá en un fogón o la hornalla de la cocina). Un ejemplo: $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

✓ **Oxidación - reducción:** Este tipo de reacciones se producen porque hay un intercambio de electrones entre dos sustancias o especies que participan. Hay una especie química que se reduce (su número de oxidación disminuye, gana electrones) y otra que se oxida (aumenta el valor de su número de oxidación, pierde electrones).

Por ejemplo: $4 \text{Fe}(\text{s}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$. El hierro de los reactivos tiene número de oxidación 0, mientras que en el compuesto tiene + 3. El O_2 tiene número de oxidación 0 mientras que en el compuesto tiene - 2. Llamamos **agente oxidante** a la sustancia o especie que se reduce (el oxígeno) y **agente reductor** a la que se oxida (el hierro).

✓ **Neutralización ácido - base:** participan un ácido y una base, y dan como productos una sal y agua. Por ejemplo: $\text{NaOH}(\text{aq}) + \text{HCl}(\text{aq}) \longrightarrow \text{NaCl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

BALANCEANDO LAS ECUACIONES

Ya dijimos que una ecuación está balanceada cuando cumple con la ley de conservación de la masa. Las ecuaciones que pusimos antes eran una pavada, y se podían balancear " a ojo ". Pero no todas son así. De hecho, lo más probable es que no te tomen una tan fácil. ¿ Entonces ? No desesperes. Vamos a ver cómo se pueden balancear por tanteo.

Veamos un ejemplo, así es más fácil.

Queremos balancear: $\text{Fe} + \text{HCl} \longrightarrow \text{FeCl}_3 + \text{H}_2$

En este caso cada uno de los elementos aparece en una única sustancia tanto en productos como en reactivos. Eso simplifica las cosas. Fijate que el hierro aparece como Fe y formando parte del FeCl_3 . En ambos casos hay un solo átomo de Fe, por lo que la relación es 1 a 1: si pongo 2 moles de átomos de Fe en los reactivos, tengo que poner 2 moles de FeCl_3 para balancear. Para el hidrógeno tenemos un átomo de H por molécula de HCl en reactivos, y 2 átomos de H por molécula de H_2 en productos. Entonces, por cada mol de moléculas de HCl obtenemos $\frac{1}{2}$ mol de moléculas de H_2 . Hasta ahora tenemos:



Pero ahora tenemos que balancear el cloro. Fijate: por cada mol de HCl que reacciona se puede formar $\frac{1}{3}$ de mol de FeCl_3 , por la cantidad de átomos de cloro disponibles. Entonces, tendríamos que multiplicar al HCl por 3. Y al hacer eso tenemos que modificar el coeficiente del H_2 . También tenemos que multiplicarlo por 3 (porque el HCl y el H_2 tienen un elemento en común). Entonces nos queda:

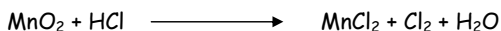


Como tenemos un coeficiente en forma de fracción vamos a multiplicar a todos los coeficientes por 2, para que nos queden todos números enteros. Ojo: esto no es obligatorio, pero sí es más "elegante", así que conviene que lo hagas. Haciendo esto nos queda:

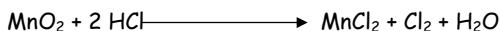


Importante: tené cuidado de multiplicar todos los coeficientes por el mismo número para que se mantengan las relaciones estequiométricas entre los compuestos.

Por las dudas, es una buena idea revisar que los números estén bien. Si no te da, rehacé el balanceo. Hagamos un ejemplo más, así te queda bien claro el tema. Vamos a balancear la ecuación:



Siempre conviene empezar a balancear los elementos que aparecen sólo en un producto y un reactivo. Fijate: el Mn ya está balanceado. Hay igual cantidad de átomos de Mn en los reactivos y los productos. Ahora vamos a balancear el H. Hay 1 átomo en los reactivos y dos en los productos. Entonces, tenemos que multiplicar al HCl por 2:

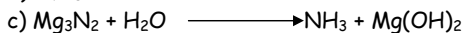
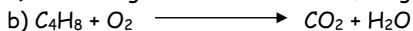
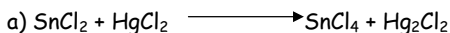


Ahora veamos el oxígeno. Hay el doble de átomos de O en los reactivos que en los productos, así que tenemos que multiplicar al H₂O por 2. Pero al hacer eso se desbalancea el H, por lo que tenemos que multiplicar por 2 también al HCl para mantener el H igualado. Nos queda:

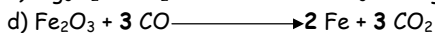
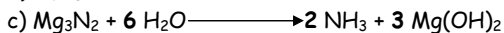
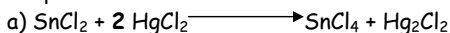


Finalmente, nos falta el Cl, pero si miramos bien la ecuación vemos que ya quedó igualado.

Ejercicio: balancear las siguientes ecuaciones:



Respuestas:



CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

Lo que nos queda por ver es cómo se interpretan y usan las ecuaciones químicas para hacer cálculos. Por ejemplo, tenemos la siguiente ecuación:



Se lee "Un mol de Zn reacciona con 2 moles de HCl para dar 1 mol de ZnCl_2 y un mol de H_2 ". Los **coeficientes siempre se refieren a moles, nunca a masa**.

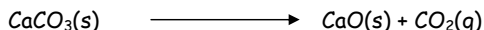
Haciendo un pasaje de unidades podemos leer la ecuación así: " $6,02 \times 10^{23}$ átomos de Zn reaccionan con $1,204 \times 10^{24}$ moléculas de HCl para dar $6,02 \times 10^{23}$ unidades de ZnCl_2 (los compuestos iónicos no forman moléculas) y $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de H_2 ".

Lo que hice fue simplemente usar que: 1 mol = $6,02 \times 10^{23}$ unidades.

También podemos, averiguando las masas molares (Mr) de cada uno, leer la ecuación de la siguiente manera: "65,4 g de Zn reaccionan con 73 g de HCl para dar 136,4 g de ZnCl_2 y 2 g de H_2 ". O sea: una ecuación química da mucha información. Nos la da en moles pero podemos pasarla a gramos o número de moléculas o volumen si tenemos gases.

Veamos dos ejemplos:

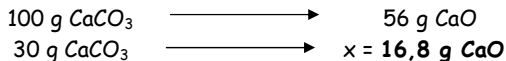
✓ Calcular la masa de CaO que se obtiene por descomposición de 30 g de CaCO_3 , según:



Fíjate: un mol de CaCO_3 nos da un mol de CaO por descomposición (esto lo sabemos por la ecuación). Pasemos este dato a masa:

Sabemos que: M CaCO_3 = 100 g/mol M CaO = 56 g/mol

Entonces, podemos decir que por cada 100 g de CaCO_3 que se descomponen se obtienen 56 g de CaO. Pero en nuestro ejemplo se descomponen 30 g de CaCO_3 . Hacemos una regla de 3 para calcular la masa de CaO que vamos a obtener:



Entonces, por descomposición de 30 g de CaCO_3 se obtienen 16,8 g de CaO.

✓ Calcular el número de moléculas de O_2 que deben reaccionar para obtener 70 g de CO según:



Acá nos dan el dato de un producto para calcular la cantidad de uno de los reactivos que se necesita. Como del C no nos dicen nada, vamos a olvidarnos de que está, sólo vamos a

calcular cuánto O_2 necesitamos. Sabemos que: $M_{CO} = 28 \text{ g/mol}$. Entonces podemos pasar el dato de masa de CO que nos dan a moles:

$$\begin{array}{l} 28 \text{ g } CO \longrightarrow 1 \text{ mol } CO \\ 70 \text{ g } CO \longrightarrow x = 2,5 \text{ moles } CO \end{array}$$

Sabemos además que cada 2 moles de CO que se forman tiene que reaccionar 1 mol de O_2 . Podemos hacer otra regla de 3 para calcular el número de moles de oxígeno necesario para obtener 2,5 moles de CO :

$$\begin{array}{l} 2 \text{ moles } CO \longrightarrow 1 \text{ mol } O_2 \\ 2,5 \text{ moles } CO \longrightarrow x = 1,25 \text{ mol } O_2 \end{array}$$

Ahora lo único que nos falta es pasar ese resultado a número de moléculas:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol } O_2 \longrightarrow 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas } O_2 \\ 1,25 \text{ mol } O_2 \longrightarrow x = 7,53 \times 10^{23} \text{ moléculas } O_2 \end{array}$$

Entonces, se necesitan $7,53 \times 10^{23}$ moléculas de O_2 para obtener 70 g de CO .

Existen tres factores que hay que tener en cuenta cuando se hacen cálculos estequiométricos, y tenés que saber manejarlos bien porque seguro que te los toman. No te asustes, no son imposibles, es sólo cuestión de entender un par de conceptos y practicar. Después los problemas salen solos. Empecemos por el más sencillo:

REACTIVO LIMITANTE Y REACTIVO EN EXCESO:

Muchas veces (de hecho, en la mayoría de los casos) en vez de poner cantidades estequiométricas de cada reactivo (o sea, de poner justo lo que se necesita de cada uno según la ecuación) se pone más de un reactivo que del otro. El reactivo del que se pone más se llama **reactivo en exceso**, y va a sobrar, o sea, parte de él no va a reaccionar. El otro, el que está " justo " se llama **reactivo limitante**, porque es el que limita la cantidad de producto que se puede obtener: no se puede conseguir más producto que lo que determina la cantidad de reactivo limitante. Entonces, acordate de esto:

Los cálculos en los problemas de reacciones químicas se hacen siempre en base al reactivo limitante, al que hay que identificar antes de empezar a resolver.

Bueno, ahora que ya explicamos qué es el reactivo limitante, vamos a ver cómo se trabaja con él, con un ejemplo:

Se hacen reaccionar 2,00 moles de dióxido de manganeso con 6,00 moles de ácido clorhídrico, según la ecuación:



Calcular: a) la masa que sobra del reactivo en exceso; b) la masa de agua formada; c) el volumen de cloro obtenido a 27,0 °C y 1,00 atm.

Lo **primero** que tenemos que hacer es identificar al reactivo limitante y el reactivo en exceso. ¿Cómo? Vamos de a poco. Antes que nada, para poder ver cuál sobra y cuál no, necesitamos tener las cantidades de cada uno de los dos en la misma unidad, para poder compararlas. No importa si tenemos las dos en moles o en masa o en volumen (si son gases), lo importante es que las cantidades de los reactivos estén en las mismas unidades. En este caso eso ya está: nos dan el número de moles de ambos reactivos. Veamos: de la ecuación química sabemos que 1 mol de MnO_2 reacciona con 4 moles de HCl. Entonces, ¿con cuánto HCl van a reaccionar 2 moles de MnO_2 ? Hacemos una regla de 3:

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol MnO}_2 & \longrightarrow & 4 \text{ moles HCl} \\ 2,00 \text{ moles MnO}_2 & \longrightarrow & x = \mathbf{8 \text{ moles HCl}} \end{array}$$

Ahora sabemos que para que reaccione todo el MnO_2 que tenemos necesitamos 8 moles de HCl. Pero... no tenemos 8 moles de HCl, sino 6! Entonces, **el HCl es el reactivo limitante**. ¿Lo ves? Para usar todo el dióxido de manganeso disponible, necesitamos más HCl del que tenemos, por lo que nos va a sobrar MnO_2 y el ácido clorhídrico disponible va a limitar la reacción.

También podríamos verlo de esta manera: por cada 4 moles de HCl que se ponen a reaccionar se necesita 1 mol de MnO_2 . ¿Cuánto dióxido de manganeso necesitamos para 6 moles de HCl? Hagamos una regla de 3:

$$\begin{array}{ccc} 4 \text{ moles HCl} & \longrightarrow & 1 \text{ mol MnO}_2 \\ 6,00 \text{ moles HCl} & \longrightarrow & x = \mathbf{1,50 \text{ moles MnO}_2} \end{array}$$

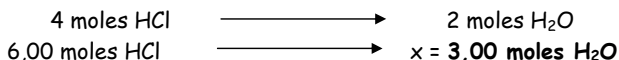
Mirá: necesitamos menos dióxido de manganeso del que tenemos, por lo que nos va a quedar MnO_2 sin reaccionar cuando termine la reacción. Entonces, **el MnO_2 es el reactivo en exceso**. Y fijate que ya casi tenemos resuelto el punto a). Nos piden la masa que sobra del reactivo en exceso. Bueno, ya sabemos que el reactivo en exceso es el MnO_2 . Y sabemos que tenemos 2,00 moles y que necesitamos 1,50 moles para la reacción. Entonces, ya sabemos que **sobran 0,50 moles de MnO_2** . Bueno, sólo nos queda pasarlo a masa. ¿Cómo? Re-fácil: buscamos en la tabla las masas de cada elemento para sacar la masa molar del dióxido de manganeso, y con ese dato hacemos una regla de 3. Así:

$M \text{ MnO}_2 = 86,93 \text{ g/mol}$, entonces, para 0,50 moles:

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol MnO}_2 & \longrightarrow & 86,93 \text{ g MnO}_2 \\ 0,50 \text{ moles MnO}_2 & \longrightarrow & x = \mathbf{43,47 \text{ g MnO}_2} \end{array}$$

a) Rta: sobran 43,47 g de MnO_2 , el reactivo en exceso.

Vamos con el punto b). Nos piden la masa de agua formada por la reacción. ¿Qué sabemos? Que partimos de 6 moles de HCl, el reactivo limitante. Entonces, como ya te dije más arriba, siempre vamos a hacer las cuentas en base al reactivo limitante. Miramos la ecuación y vemos que por cada 4 moles de HCl que reaccionan se forman 2 moles de H₂O. Una pavada: hacemos una regla de 3 y calculamos cuántos moles de agua vamos a obtener a partir de la cantidad de ácido clorhídrico que tenemos:



Buenísimo, ya sabemos la cantidad de agua que vamos a conseguir después de la reacción. Ahora tenemos que pasar este valor a masa, sabiendo que M H₂O = 18 g/mol. Otra regla de 3 (sí, es una buena idea tener re - claras las reglas de tres para este tema):

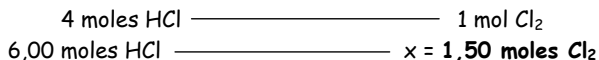


b) Rta: se obtienen 54 g de agua.

¡ Ya casi terminamos ! Vamos al último punto, que nos mezcla estequiometría **con gases**. Nos piden el volumen de Cl₂ que vamos a obtener, y nos dan el dato de temperatura y el de presión. Para eso vamos a usar la ecuación general de los gases ideales, que ya viste hace algunos capítulos...

$$\boxed{P \cdot V = n \cdot R \cdot T}$$

T y P son datos, R es siempre la misma (0,082 atm . dm³ / K . mol), nos piden V. ¿ Qué nos falta ? **n**, el número de moles. Y eso lo vamos a calcular a partir de los datos de la reacción química. Nuevamente, vamos a hacer los cálculos en base al HCl que es el reactivo limitante (te repito mucho esto para que te quede grabadísimo en la cabeza). Volvemos a mirar la ecuación: por cada 4 moles de HCl que reaccionan obtenemos 1 mol de Cl₂. Entonces... sí, ya adivinaste, ¡ otra regla de 3 !



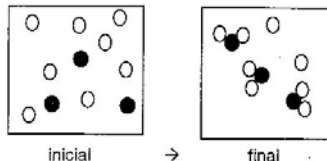
Listo, ya sabemos que vamos a obtener 1,5 moles de gas cloro. Ahora sólo nos queda usar la ecuación de los gases, que puse más arriba. No te olvides de pasar la temperatura de °C a kelvin. Para eso: T (K) = t (°C) + 273. Nos da: T = 300 K. Listo, ya tenemos todos los datos, los ponemos en la ecuación, hacemos la cuenta y da: V = 36,9 L (o dm³)

c) Rta: se obtienen 36,9 L de Cl₂ medidos a 27°C y 1,00 atm.

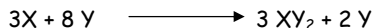
Vamos con un último problema de este tema:

Si el elemento X se simboliza con (●) y el elemento Y con (○) ¿cuál de las ecuaciones que se indican a continuación describe la reacción representada en el esquema ?

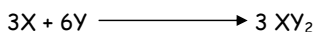
- a) $3 X + 8 Y \longrightarrow X_3Y_8$
 b) $3 X + 6 Y \longrightarrow X_3Y_6$
 c) $X + 2 Y \longrightarrow XY_2$
 d) $3X + 8 Y \longrightarrow 3 XY_2 + 2 Y$



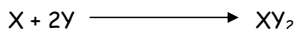
Con este hay que tener cuidado. Si lo queremos hacer rápido podemos meter la pata. Primero vamos a escribir la reacción traduciendo tal cual lo que nos dice el esquema. Fíjate que inicialmente tenemos 8 átomos de Y y 3 de X, y que al final tenemos 3 moléculas de XY_2 y 2 átomos de Y. Nos quedaría:



Pero mirá: hay dos átomos de Y en los productos, que no sufrieron ninguna transformación. Y dijimos que en una reacción química los productos y los reactivos son distintos, ¿te acordás ? Bueno, entonces, la ecuación así no está bien escrita: lo que pasa es que Y es el reactivo en exceso, por eso nos queda parte de Y al final de la reacción. Entonces, lo primero que podemos decir es que para 3 átomos de X necesitamos sólo 6 átomos de Y, y la ecuación nos queda:



Pero, tenemos un problema: esta ecuación no está entre las opciones. Si la miramos fijo podemos ver otra cosa: que todos los coeficientes que acompañan a los reactivos y los productos son múltiplos de 3. Entonces, podemos dividir todos los coeficientes por 3. Acordate que si dividimos alguno pero no todos alteramos las relaciones entre los compuestos. Si dividimos todos, las relaciones se mantienen. Haciendo esto nos queda:



Listo, **la respuesta correcta es la c)**. Fíjate que las dos últimas ecuaciones que escribimos son equivalentes, representan a la misma reacción. Sólo que en general es más correcto dejar los menores coeficientes que sea posible sin tener fracciones. Con esto terminamos la explicación de reactivo limitante y reactivo en exceso. Sigamos...

Pureza de los reactivos: en general, en los laboratorios o las industrias los reactivos no están 100 % puros (a veces ni se consiguen reactivos con esas características, otras

veces son muy caros). ¿ Cómo que no están 100 % puros ? Y bueno... vienen con otras cosas que no nos interesan, otros compuestos, etc. Entonces es necesario aprender a hacer cálculos basándonos en reactivos con purezas determinadas. Básicamente, lo que va a pasar es que vamos a obtener **menos** cantidad de productos al final de la reacción, porque vamos a partir de una cantidad menor de reactivo del que diga el problema inicialmente. Una cosa es muy importante:

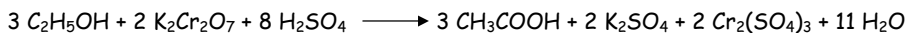
Si bien la pureza afecta a la cantidad de producto que se obtiene, el porcentaje de pureza se aplica siempre a los reactivos, y nunca a los productos.

En general, cuando los problemas incluyen pureza partimos de un " material " o una " muestra " que contiene cierta sustancia más impurezas que vamos a considerar inertes (es decir, que no reaccionan). La pureza se define como:

$$\text{Pureza}(P) = \frac{m_{\text{sustancia}}}{m_{\text{muestra}}} \times 100$$

La mejor manera de entender esto es con un ejercicio. Vamos a ver:

En los controles de alcoholemia la persona sopla a través de un tubo que contiene una solución de color naranja de dicromato de potasio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) en medio ácido. Si el aire espirado contiene vapores de etanol, éste se transforma en ácido acético y la solución naranja se convierte en verde por la formación de $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, según la reacción:

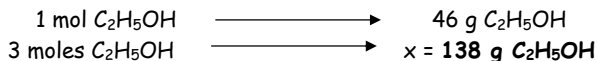


En una experiencia de laboratorio se hicieron reaccionar 23,0 g de etanol con 175 g de una muestra de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (84,0 % de pureza) y un exceso de ácido. Se pide:

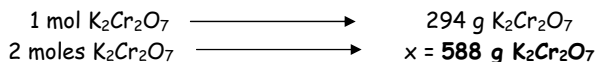
- indicar si el etanol reaccionó completamente
- calcular el número de moles de agua formados
- indicar el agente oxidante y el reductor.

Empecemos. En el punto a) nos piden que digamos si el etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) reaccionó completamente. Traducción: nos preguntan si el etanol es el reactivo limitante o el reactivo en exceso. ¿ Por qué ? Acordate que el reactivo en exceso nunca reacciona por completo, mientras que el limitante sí lo hace. Entonces, si el etanol es el reactivo limitante va a reaccionar por completo. Si es el reactivo en exceso, no. Por lo tanto, tenemos que comparar las cantidades de etanol y de dicromato de potasio que pusimos a reaccionar: ya sabemos que el ácido está en exceso. Nos dan las dos cantidades en masa, así que lo que necesitamos es saber qué masa de etanol son los 3 moles que aparecen en la

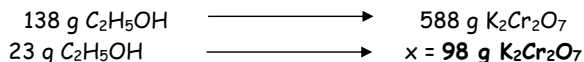
ecuación, y qué masa de dicromato de potasio son los dos moles que aparecen en la ecuación. Para esto vamos a usar las masas molares de los compuestos (que siempre se consideran dato): $M_{C_2H_5OH} = 46 \text{ g/mol}$ y $M_{K_2Cr_2O_7} = 294 \text{ g/mol}$. Para pasar de moles a gramos los datos que nos da la ecuación tenemos que hacer dos reglas de 3:



Ahora hacemos lo mismo para el $K_2Cr_2O_7$:



Entonces, sabemos que por cada 138 g de etanol que reaccionan se necesitan 588 g de $K_2Cr_2O_7$. Veamos cuánta masa de $K_2Cr_2O_7$ se necesita para que reaccionen los 23,0 g de etanol que tenemos:



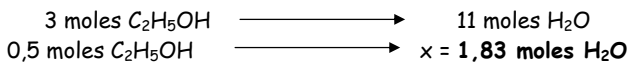
Sólo nos queda comparar esta masa de dicromato de potasio que calculamos con la que tenemos. Pero ¡ ojo ! el $K_2Cr_2O_7$ no está realmente puro, tiene una pureza del 84,0 %. Veamos entonces cuánta masa de $K_2Cr_2O_7$ pusimos realmente a reaccionar. Para esto vamos a usar la definición de pureza que pusimos más arriba:

$$84,0 = \frac{\text{masa de sustancia}}{175 \text{ g muestra}} \times 100$$

(También podés hacer una regla de tres, fijate lo que sea más cómodo para vos).

Despejamos y llegamos a que tenemos **147 g $K_2Cr_2O_7$** en total. Ahora podemos comparar la cantidad de dicromato de potasio que necesitamos para que reaccione todo el etanol con la que tenemos. Y como tenemos más masa de la necesaria, llegamos a la conclusión de que **el etanol es el reactivo limitante**, por lo tanto **el etanol reacciona por completo**.

Terminado el punto a). Pasemos al siguiente. Nos piden que calculemos el número de moles de agua formados. Para eso, hacemos los cálculos en base a la cantidad de etanol, porque éste es el reactivo limitante, ¿ te acordás ? Pusimos a reaccionar 23,0 g de etanol, que son 0,5 moles (no pongo la regla de 3 porque es fácil, pero podés hacerla). Entonces, usemos los datos que nos da la ecuación: cada 3 moles de etanol obtenemos 11 moles de agua. Veamos qué pasa si ponemos a reaccionar 0,5 moles de C_2H_5OH :



La respuesta b) es: **se forman 1,83 moles de agua.**

El punto c) se refiere a la teoría de reacciones redox. Tenés que recordar esto:

El agente oxidante es que el se reduce (disminuye su número de oxidación, gana electrones) y el agente reductor es el que se oxida (aumenta su número de oxidación, pierde electrones)

Vamos a mirar las distintas sustancias o especies que participan de la reacción. El etanol (C_2H_5OH) pasa a ácido acético (CH_3COOH) lo podemos ver en la ecuación pero además el enunciado del problema nos lo dice. En esta transformación el etanol gana un oxígeno, que es electronegativo y capta electrones. Y este O adicional se enlaza con un C. entonces, el C pierde electrones al enlazarse con un oxígeno. Por lo tanto, **el etanol se oxida.** Podemos afirmar que **el etanol es el agente reductor.**

Dato: cuando una sustancia gana O, también se oxida.

¿ Y cuál es el agente oxidante ? Fijate en la ecuación: el cromo cambia su número de oxidación, pasa de ser: $K_2Cr_2O_7$ (número de oxidación: +6) a ser $Cr_2(SO_4)_3$ (número de oxidación: +3). Por lo tanto, el Cr se reduce. Entonces, **el $K_2Cr_2O_7$ es el agente oxidante, porque se reduce.**

Terminado el ejercicio, veamos el último tema que nos queda...

RENDIMIENTO DE LA REACCIÓN:

No siempre cuando se verifica una reacción química se obtiene exactamente la cantidad de productos esperada: a veces, parte de los reactivos no reacciona, o reaccionan para dar productos secundarios, que no están incluidos en la reacción que se está estudiando. Estas cosas afectan el **rendimiento** de la reacción. Éste se define como:

$$\text{Rendimiento (R)} = \frac{\text{cantidad de producto obtenida}}{\text{cantidad de producto calculada}} \times 100$$

La " cantidad " de producto puede expresarse en masa o en moles. No te olvides que:

El porcentaje de rendimiento se aplica siempre a los productos y nunca a los reactivos.

Veamos un ejemplo:

La caliza es un mineral rico en $CaCO_3$ utilizado en la elaboración de diversos tipos de mármoles. Por tratamiento de 50,0 g de caliza (80,0 % de $CaCO_3$) con 1,00 mol de HCl se obtuvieron 5,40 g de H_2O según:

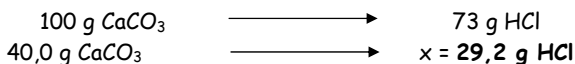


- calcular el rendimiento de la reacción
- calcular el volumen de dióxido de carbono obtenido a 32 °C y 1,50 atm.

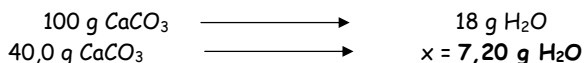
Ojo: en este aparecen pureza y rendimiento, hay que tener cuidado con las cuentas para no hacer lío. Nos dan las cantidades de reactivos utilizadas. ¿Qué podemos hacer con esto? Determinar cuál es el reactivo limitante y cuál el reactivo en exceso. Ya que la mayoría de los datos están en gramos, pasemos todo a esa unidad. Sabemos que $M \text{ HCl} = 36,5 \text{ g/mol}$. Y ésta es la cantidad que pusimos a reaccionar. Ahora veamos qué masa de carbonato de calcio tenemos, usando la definición de pureza:

$$80,0 = \frac{\text{masa de CaCO}_3 \times 100}{50,0 \text{ g muestra}}$$

Haciendo la cuenta tenemos 40,0 g de CaCO_3 . Además sabemos que $M \text{ CaCO}_3 = 100 \text{ g/mol}$. Entonces veamos lo siguiente: de la ecuación sabemos que cada 1 mol de CaCO_3 se necesitan 2 moles de HCl. O sea que cada 100 g de CaCO_3 se necesitan 73 g de HCl. (La cuenta que hice fue multiplicar por 2 $M \text{ HCl}$, comprobálo). Veamos entonces cuánto HCl se necesita para que reaccionen 40,0 g de CaCO_3 :



Dado que hay más HCl del necesario, **el HCl es el reactivo en exceso. El reactivo limitante es el carbonato de calcio**. Entonces, vamos a hacer los cálculos en base a la cantidad de CaCO_3 utilizada. Conocemos la masa de agua obtenida por la reacción. Sabemos que $M \text{ H}_2\text{O} = 18 \text{ g/mol}$. Y sabemos que por cada mol de carbonato de calcio que reacciona se obtiene 1 mol de agua (para $R \% = 100 \%$). Pasando este dato a masa, sabemos que si el rendimiento de la reacción es del 100 %, por cada 100 g de CaCO_3 que reaccionan se obtienen 18 g de agua. Primero calculemos, entonces, cuánta masa de agua se obtendrá por reacción de 40,0 g de CaCO_3 si el rendimiento es del 100 %:

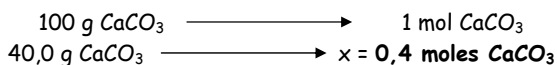


En la realidad obtenemos menos agua porque el rendimiento es menor al 100%. Para saber cuánto menor aplicamos la definición de rendimiento que vimos antes:

$$\text{Rendimiento (R)} = \frac{5,40 \text{ g H}_2\text{O}}{7,20 \text{ g H}_2\text{O}} \times 100$$

Y el resultado es: **R % = 75 %**

En el punto b) nos piden el volumen que ocupa el gas obtenido. Para conocer el volumen vamos a utilizar la ecuación de estado de los gases ideales, y para usarla necesitamos conocer el número de moles de gas obtenidas. Sabemos por la ecuación que por cada mol de CaCO_3 que reacciona se obtiene 1 mol de CO_2 . Primero, veamos cuántos moles son 40,0 g de carbonato de calcio:



Entonces, si el rendimiento fuese del 100 % obtendríamos 0,4 moles de CO_2 , ¿no? Pero acordate de que el rendimiento no es del 100 % sino del 75 %. Usemos nuevamente la definición de rendimiento para ver cuántos moles de dióxido de carbono vamos a obtener:

$$75 = \frac{\text{moles de CO}_2 \text{ obtenidos} \times 100}{0,4 \text{ moles de CO}_2}$$

Hacemos la cuenta y nos da que vamos a obtener 0,3 moles de dióxido de carbono. Bueno, ahora sólo nos queda reemplazar los datos en la ecuación de los gases. No te olvides de pasar la temperatura de °C a K. Da: 305 K. Ahora sí, hacemos la última cuenta y terminamos.

La respuesta b) es: el CO_2 ocupará 5,0 L.

Hasta acá vimos todos los temas que te pueden tomar con reacciones químicas. Ahora sólo nos queda ver los ejercicios de parciales...

EJERCICIOS TOMADOS EN PARCIALES

1. Se ponen a reaccionar 102 g de una muestra de aluminio (70,0 % de pureza) con exceso de solución 0,300 M de HCl. La reacción que se produce es:

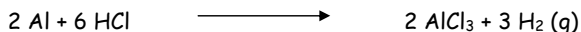


El rendimiento es del 85 %.

- Calcular el volumen de H_2 obtenido en CNPT.
- Indicar el número de moles de HCl que se consumirían si el rendimiento fuese del 100%
- Indicar cuál de las especies es el agente oxidante y cuál el reductor.
- Si se emplea HCl 0,400 M, manteniendo las demás condiciones, indicar si la masa de sal obtenida aumenta, disminuye o no varía.

Resolución

Lo primero que hay que hacer es balancear la ecuación. Eso te lo dejo para hacer vos, pero te digo que da:



Ahora podemos empezar a resolver. **Ojo:** fijate que el enunciado dice que se usa exceso de solución 0,300 M de HCl. No importa el dato de la concentración de la solución para resolver. Sabemos que **el aluminio es el reactivo limitante**, y en base a la masa de éste vamos a hacer los cálculos. Antes que nada vamos a aplicarle el porcentaje de pureza para saber qué masa de Al tenemos. Usemos la definición de pureza:

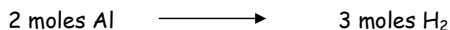
$$70,0 = \frac{\text{masa de Al} \times 100}{102 \text{ g muestra}}$$

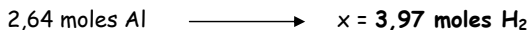
Tenemos 71,4 g de Al puro. Pasemos el dato a moles. Sabemos que $A_r \text{ Al} = 27$. Sólo tenemos que resolver una regla de 3:

$$\begin{array}{ccc} 27 \text{ g Al} & \longrightarrow & 1 \text{ mol Al} \\ 71,4 \text{ g Al} & \longrightarrow & x = 2,64 \text{ moles Al} \end{array}$$

Ojo: un error que muchas veces los chicos cometen es el siguiente: querer sacar primero los moles del reactivo y después aplicarle el porcentaje de pureza. **Esto es incorrecto**, porque no conocemos la masa molar de las impurezas, de hecho, en la mayoría de los casos no sabemos qué son las impurezas.

De la ecuación sabemos que si el rendimiento es del 100 %, cada 2 moles de Al que reaccionan se obtienen 3 moles de hidrógeno. Calculemos entonces cuántos moles de hidrógeno se obtendrían a partir de 2,64 moles de Al, para un rendimiento del 100 % .





Finalmente, aplicando la definición de rendimiento podemos calcular cuántos moles de hidrógeno se obtuvieron realmente:

$$85,0 = \frac{\text{moles de H}_2 \times 100}{3,97 \text{ moles de H}_2}$$

Se obtuvieron 3,37 moles de H₂. Ahora vamos a usar la ecuación de los gases ideales. Acordate que CNPT = 1,00 atm de presión y 273 K de temperatura. La ecuación de los gases es:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Reemplazando los datos y haciendo la cuenta, terminamos el punto a).

a) Rta: el hidrógeno producido ocupará un volumen de 75,44 L en CNPT.

Para el segundo punto tenemos que calcular el número de moles de HCl que se consumirían si el rendimiento fuese del 100 %. Bueno, esto último sobre el rendimiento no importa, porque el rendimiento nunca se aplica a reactivos, ¿te acordás? Entonces, no importa cuál sea el rendimiento. Lo que queremos ver es cuánto HCl es necesario para que reaccionen los 2,64 moles de Al que tenemos. De la ecuación vemos que por cada 2 moles de Al que reaccionan se necesitan 6 moles de HCl. Hagamos una regla de 3:



b) Rta: reaccionarían 7,92 moles de HCl.

En el punto c) tenemos que usar lo que sabemos de reacciones redox. Veamos: el Al está con número de oxidación cero, y después pasa a número de oxidación +3 en el AlCl₃. Su número de oxidación **aumenta**, por lo tanto se oxida, y entonces es el agente reductor. Por otra parte tenemos al HCl (el agente reductor y el oxidante siempre son reactivos) Ahí el H tiene n° ox = +1 y después aparece como H₂, con n° ox = 0. Entonces, **se reduce**, por lo que el HCl es el agente oxidante.

c) Rta: el Al es el agente reductor y el HCl, el oxidante.

Finalmente, nos dicen que la concentración de la solución de ácido clorhídrico pasa de 0,300 M a 0,400 M, es decir, se concentra más. No importa si no tenés idea de soluciones. Esto es más una cuestión de ingenio. Fijate que el enunciado dice claramente que la solución de HCl está en exceso. Entonces, la cantidad de sal (AlCl₃) que puede producirse está limitada por la cantidad de Al disponible. Y en el enunciado del punto d) dice que el resto de las condiciones experimentales no varían. Por lo tanto, la cantidad de

Aluminio disponible para la reacción se mantiene constante, lo que implica que no se puede generar más ni menos sal que antes.

d) Rta: la cantidad de sal que se obtiene no cambia.

2. Se hacen reaccionar 15,0 g de una muestra de C (80,0 % de pureza) con 1,25 dm³ de solución acuosa 2,00 M de NaOH y exceso de agua, según la ecuación:



El rendimiento de la reacción es del 85,0 %.

- Indicar cuál es el reactivo limitante
- Calcular los gramos de sal que se obtendrán
- Calcular la presión que ejercerá el hidrógeno obtenido si se lo recoge a 10,0°C en un recipiente rígido de 30,0 dm³.
- Si se usaran 20,0 g de una muestra de C (60,0 % de pureza), manteniendo todas las demás condiciones, indicar si la masa de sal obtenida será mayor, igual o menor.

Resolución

Lo primero que nos piden es que identifiquemos al reactivo limitante. De todas maneras, era lo primero que teníamos que hacer. Veamos: tenemos la cantidad de C en gramos y la de hidróxido de sodio en moles. Pasemos todo a moles. Primero tenemos que ver cuánto de los 15,0 g del material con C es efectivamente C. Para eso, aplicamos la definición de pureza:

$$80,0 = \frac{\text{masa de C} \times 100}{15,0 \text{ g muestra}}$$

Tenemos, entonces, 12 g de C. Y resulta que Ar C = 12. Entonces tenemos 1 mol de C. No pongo una regla de 3 porque sale solo. Veamos cuánto tenemos de hidróxido, para eso tenemos que usar los conocimientos de soluciones que tengamos. Acordate: molaridad = moles de soluto por litro de solución. Hagamos otra regla de 3:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ dm}^3 \text{ sc} \longrightarrow 2 \text{ moles NaOH} \\ 1,25 \text{ dm}^3 \text{ sc} \longrightarrow x = 2,50 \text{ moles NaOH} \end{array}$$

Bueno, de la ecuación sabemos que por cada mol de C que reacciona necesitamos 2 moles de NaOH. Y tenemos 1 mol de C y 2,50 moles de NaOH. Está re-claro que el limitante es el C, ¿no ?

a) Rta: El reactivo limitante es el carbono.

Ahora nos piden calcular la masa de carbonato de sodio que se va a obtener. Hacemos los

cálculos en base a la cantidad de C que tenemos, y no nos tenemos que olvidar del rendimiento de la reacción. Sabemos por la ecuación que por cada mol de C que reacciona se obtiene 1 mol de Na_2CO_3 . Como en este caso tenemos 1 mol de C reaccionando, vamos a obtener 1 mol de sal (si el rendimiento fuese del 100 %). Y sabemos que $M \text{Na}_2\text{CO}_3 = 106 \text{ g/mol}$. Entonces, si el $R \%$ fuese del 100 % obtendríamos 106 gramos de sal. Como tenemos un rendimiento distinto al 100 %, tenemos que aplicar la definición de rendimiento para conocer la masa del sal que vamos a obtener:

$$85,0 = \frac{\text{masa de Na}_2\text{CO}_3 \times 100}{106 \text{ g masa teórica}}$$

b) Rta: se obtendrán 90,1 g de sal.

Ahora nos piden que calculemos la presión que va a ejercer el hidrógeno obtenido a una cierta temperatura y un cierto volumen. Antes que preocuparnos por la ecuación de los gases tenemos que ver cuánto H_2 se obtiene por la reacción. De la ecuación vemos que por cada mol de C se obtienen 2 moles de hidrógeno gaseoso. Pero esto es para un rendimiento del 100 %. Apliquemos la definición de $R \%$ para ver cuánto hidrógeno se obtiene:

$$85,0 = \frac{\text{moles de H}_2 \times 100}{2 \text{ moles calculados}}$$

Se obtienen 1,7 moles de H_2 . Ahora sí, usamos la ecuación de estado de los gases ideales. Tenemos que pasar la temperatura a K: $10,0^\circ\text{C} = 283 \text{ K}$. Acordate de que los dm^3 y los L son equivalentes. Usamos: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$, reemplazamos los valores y llegamos a la respuesta.

c) Rta: el hidrógeno obtenido ejercerá una presión de 1,32 atm en las condiciones del problema.

En el último punto nos dicen que usamos una masa de 20,0 g de un material de pureza 60,0 % en C , y tenemos que decir si varía o no la cantidad de carbonato de calcio obtenida. Primero aplicamos la definición de pureza:

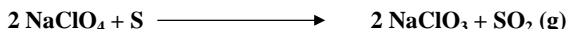
$$60,0 = \frac{\text{masa de C} \times 100}{20,0 \text{ g de material}}$$

Y nos da... 12 g de C !!! Como tenemos la misma masa de C que antes, y las mismas condiciones experimentales de antes, podemos decir que:

d) Rta: la masa de sal obtenida no varía.

Para terminar te pongo dos problemas y las respuestas. Te queda a vos resolverlos.
¿ Te animás ?

3. Al mezclar 105 g de NaClO_4 con 24,8 g de una muestra de azufre que contiene 800 mg de impurezas inertes, se produce la siguiente reacción:

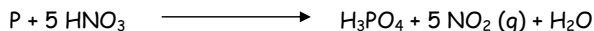


El SO_2 (g) obtenido se recoge en un recipiente de $8,00 \text{ dm}^3$ a $25,0^\circ\text{C}$ y la presión resultante es de 1,17 atm.

- Calcular el rendimiento de la reacción
- Indicar el porcentaje de pureza del azufre utilizado
- Indicar cuál es el agente oxidante y cuál es, en el mismo, el elemento que cambia su número de oxidación

Respuestas: a) Rendimiento = 89,38 %; b) Pureza del S = 96,77 %; c) El agente oxidante es el perclorato de sodio, y el elemento que cambia de número de oxidación es el Cl, que pasa de +7 a +5 en el clorato de sodio.

4. Se hacen reaccionar 1,00 L de solución de HNO_3 1,25 M con 14,0 g de una muestra de fósforo (20,0 % de impurezas inertes) según:



- Calcular el volumen de NO_2 obtenido, en CNPT
- Calcular el número de moles iniciales del reactivo en exceso
- Indicar cuál de las especies es el agente oxidante y cuál el reductor
- Indicar si el volumen de NO_2 será mayor, menor o igual si se emplea igual volumen de solución HNO_3 1,50 M sin modificar el resto de las condiciones.

Respuestas: como no lo aclaran, supongo R % = 100 % a) V de NO_2 = 27,98 L \approx 28,0 L b) inicialmente hay 0,36 moles de P, el reactivo en exceso; c) El agente oxidante es el HNO_3 y el agente reductor es el P; d) el volumen de NO_2 será mayor.

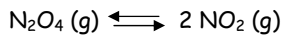
EQUILIBRIO QUÍMICO

Consejo: antes de empezar con este tema, asegurate de tener claro el tema de reacciones químicas, gases y soluciones.

Equilibrio en fase gaseosa. Equilibrio dinámico

Hasta ahora nos manejamos con reacciones químicas, hablamos de productos y reactivos, de rendimiento, pureza, etc., y siempre consideramos que las reacciones se completaban. Pero lo que pasa en realidad es que las reacciones son reversibles, aunque sea un poco. ¿Qué quiere decir esto? Que llega un momento en el cual los productos empiezan a reaccionar para dar nuevamente reactivos. Esto al principio te puede parecer rarísimo, pero después vas a ver que es más fácil de lo que parece. Tómalo con calma, léé bien las explicaciones y presta atención a los ejercicios resueltos que puse.

Vamos a ver este tema con un ejemplo, una reacción reversible:



Presta atención: la doble flecha quiere decir que la reacción es reversible. Antes usábamos una flecha simple, porque la reacción se daba en una sola dirección.

El dióxido de nitrógeno (NO_2) es un gas color marrón. El tetróxido de dinitrógeno (N_2O_4) es incoloro. Imaginate que inicialmente tenemos N_2O_4 en un recipiente. ¿Qué veríamos? De a poco, primero más rápido, después más despacio, el gas del recipiente pasaría de no tener color a ser marrón. El color marrón iría aumentando, hasta que llegaría un momento en el cual no pudiésemos ver más cambios de color. En ese momento el sistema ($\text{N}_2\text{O}_4 - \text{NO}_2$) estaría en **equilibrio**.

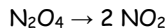
Ahora pensemos el proceso a nivel molecular: inicialmente tenemos N_2O_4 , que se disocia para dar NO_2 . Esto lo hace con una cierta velocidad. Entonces, va aumentando la concentración de NO_2 en el recipiente, mientras que va disminuyendo la de N_2O_4 . Pero llega un momento en que dos moléculas de NO_2 se juntan para dar N_2O_4 . Es decir, que el producto formado empieza a reaccionar, para dar reactivo. Las dos reacciones ($\text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow 2 \text{NO}_2$, y $2 \text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4$) tienen al principio velocidades distintas. La reacción directa ($\text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow 2 \text{NO}_2$) tiene una velocidad más alta, que va disminuyendo, y la reacción inversa ($2 \text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4$) tiene una velocidad más baja, que va aumentando. Después de un cierto tiempo (que no nos va a importar cuánto es) las dos velocidades de reacción se igualan. Y ahí decimos que el sistema alcanzó el **equilibrio químico**. Se dice que acá no hay movimiento neto de reactivos a productos ni viceversa. Algo importantísimo que tenés que recordar:

El equilibrio químico es un proceso dinámico. Las dos reacciones (directa e inversa) siguen ocurriendo, pero como sus velocidades son iguales, no se observan cambios a nivel macroscópico.

Las concentraciones que los productos y reactivos alcanzan en el equilibrio permanecen constantes. Los casos en los que estas concentraciones se modifican los vamos a ver más adelante.

Otra cosa importante: en el ejemplo partimos de N_2O_4 , pero tranquilamente podríamos partir de NO_2 . En ese caso empezaríamos teniendo un gas marrón en el recipiente, y veríamos cómo el color del gas se iría aclarando, hasta que no hubiese más cambios, momento en el que se alcanza el equilibrio. Lo que tenés que sacar en claro de esto es que: **el equilibrio químico puede alcanzarse partiendo de productos o de reactivos.**

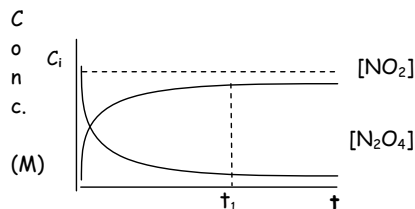
Algo que te tiene que quedar bien claro es que **siempre** los sistemas evolucionan hacia un equilibrio. Lo que pasa es que hay veces que este equilibrio está tan desplazado hacia alguno de los dos lados que directamente se pone que va hacia ese lado. Por ejemplo, con el caso del NO_2 y N_2O_4 , pueden haber ciertas condiciones de **presión** y **temperatura** en las que casi no haya nada de N_2O_4 y que casi todo sea NO_2 . En estas condiciones si yo meto un cacho de N_2O_4 casi todas las moléculas se van a convertir a NO_2 . El equilibrio sigue estando (van a seguir habiendo un par de moléculitas de N_2O_4 dando vueltas), pero como hay tantas más de NO_2 se dice que el "equilibrio está desplazado" hacia la formación de este último. Es por esto que en esos casos se pone...



Pero aún en estos casos, vos tenés que saber que, aunque está muy desplazado hacia la derecha, hay un equilibrio.

Puede ser que ahora las palabras " producto " y " reactivo " te resulten más raras, porque hablamos de reacciones reversibles, y los productos reaccionan. Pero fijate esto: los reactivos siempre son las especies que están escritas a la izquierda de la reacción y los productos son los que aparecen a la derecha.

Veamos esto en un gráfico, con este tipo de dibujitos te tenés que familiarizar porque son un punto importante dentro de este tema y te los toman seguro. Son los gráficos que representan la concentración (molar, M) en función del tiempo:



La curva que representa la concentración de N_2O_4 indica que se parte una

concentración inicial (C_i) del reactivo. Finalmente se llega aproximadamente a una concentración C_f del mismo.

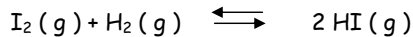
La curva que representa la concentración del producto NO_2 en función del tiempo indica que antes de producirse la reacción ($t = 0$) no hay producto. A medida que pasa el tiempo la concentración de NO_2 aumenta.

Otra característica de las reacciones reversibles es que no tienen un rendimiento del 100 %, siempre queda un poco de productos, por lo que no se forma todo el reactivo que esperaríamos.

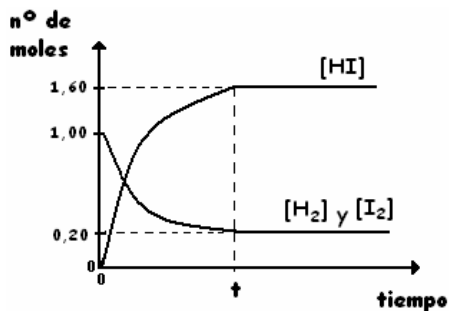
Veamos este **ejercicio**:

En un recipiente rígido y cerrado de $1,00 \text{ dm}^3$, a 445°C , hay inicialmente $1,00 \text{ mol}$ de $\text{I}_2 (\text{g})$ y $1,00 \text{ mol}$ de $\text{H}_2 (\text{g})$. Luego de un tiempo t se observa que en el recipiente hay $0,200 \text{ moles}$ de $\text{I}_2 (\text{g})$, $0,200 \text{ moles}$ de $\text{H}_2 (\text{g})$ y $1,60 \text{ moles}$ de $\text{HI} (\text{g})$.

¿Qué pasó? Se combinaron el I_2 y el H_2 para formar HI . La reacción sería ésta...



Si hacemos el gráfico de la cantidad de moles de cada sustancia en función del tiempo nos quedaría esto:



Fijate que la concentración de los reactivos (I_2 e H_2) va disminuyendo y la del producto (HI) va aumentando hasta un cierto tiempo t . A partir del tiempo t el valor de la concentración de reactivos y productos permanece constante. El sistema alcanza el equilibrio.

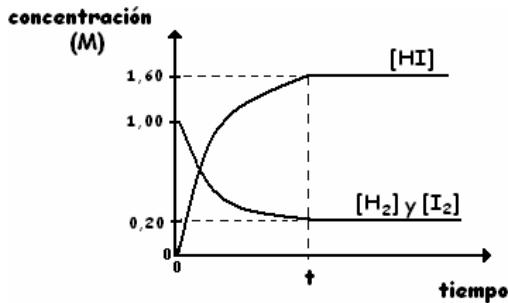
¿Y cómo graficaríamos las concentraciones molares (M) en función del tiempo?

Primero tenemos que calcular las concentraciones molares de cada especie de la reacción tanto en el inicio como en el equilibrio. Acordate de que M (molar) significa "cantidad de moles por cada 1 dm^3 de solución". En este ejemplo, tenemos **en 1 dm^3 , inicialmente a)** $1,00 \text{ mol}$ de $\text{I}_2 (\text{g})$, es decir, tenemos $[\text{I}_2]_i = 1,00M$, b) $1,00 \text{ mol}$ de $\text{H}_2 (\text{g})$, es decir, tenemos $[\text{H}_2]_i = 1,00M$.

En el equilibrio: a) $0,200 \text{ mol}$ de $\text{I}_2 (\text{g})$, es decir, tenemos $[\text{I}_2]_{\text{eq}} = 0,200M$, b) $0,200$

mol de H_2 (g), es decir, tenemos $[H_2]_{eq} = 0,200M$, y c) 1,60 mol de HI (g), es decir, tenemos $[HI]_{eq} = 1,60M$.

Ahora podemos armar el gráfico a partir de estos valores que calculamos:



CONSTANTE DE EQUILIBRIO: K_c

Hasta ahora vimos qué es un equilibrio químico, que todos los sistemas evolucionan hasta una situación de equilibrio, vimos que es dinámico, y que su principal característica es que las velocidades de las reacciones inversa y directa son iguales. Ahora vamos a ver cómo podemos **cuantificar** la situación de equilibrio. Dicho de otra manera, vamos a ver cómo podemos calcular las concentraciones de todas las especies en el equilibrio, vamos a poder darnos cuenta si la reacción da mucha cantidad de producto o poca, etc. Para eso vamos a utilizar una cosa que se llama " constante de equilibrio ".

Suponete que tengo una reacción cualquiera que es reversible y que representa a un sistema que se encuentra en equilibrio...



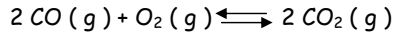
... donde las minúsculas representan los coeficientes estequiométricos (o sea, cuántos moles de cada cosa reaccionaban). Existe una constante que relaciona todas las concentraciones de cada una de las especies. La constante de equilibrio, K_c , de la reacción se escribe:

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

Es decir: la constante de equilibrio de una reacción es el cociente entre el producto de las concentraciones molares en el equilibrio de los productos de la reacción y el producto de las concentraciones molares en el equilibrio de los reactivos, cada una de las concentraciones elevada a los correspondientes coeficientes estequiométricos. Esta constante varía únicamente con la temperatura. Siempre que tengas un sistema en equilibrio a una dada temperatura va a tener una dada K_c . Podés tener un equilibrio de gases en un tanque enorme y otro equilibrio de los mismos gases en una latita.

Si bien en el tanque va a haber más, las relaciones siempre van a ser las mismas y van a estar dadas por la K_c .

Veamos como ejemplo la siguiente reacción:



¿Cómo es la expresión de la K_c ?

Y, acordate. Tenés que agarrar a los productos, elevarlos a su coeficiente estequiométrico y dividirlos por el producto de los reactivos, también elevados a sus coeficientes estequiométricos. Entonces, la constante de equilibrio va a ser...

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2]^2}{[\text{CO}]^2 \cdot [\text{O}_2]}$$

Fijate que el hecho de que esté bien planteada la constante de equilibrio depende en gran parte de que hayas balanceado bien la reacción. Si está mal balanceada, la constante te va a dar cualquier cosa. Ojo con eso.

Hagamos algunas cuentas para aprender cómo usar esta constante. Si nos dicen que a una dada temperatura las concentraciones de las especies de esta reacción **en el equilibrio** son...

$$\begin{aligned} [\text{CO}_2] &= 0,01 \text{ M,} \\ [\text{CO}] &= 0,02 \text{ M} \\ [\text{O}_2] &= 0,04 \text{ M,} \end{aligned}$$

... entonces podemos averiguar K_c para esta reacción (a esa temperatura):

$$K_c = \frac{0,01^2}{0,02^2 \cdot 0,04} = 6,25$$

La expresión de esta constante también te va a servir para averiguar la concentración de alguna de las especies **en el equilibrio**. Esto va a ser posible si conocés el valor de K_c y el del resto de las especies. Supongamos que en el ejercicio nos piden averiguar $[\text{CO}]$ y nos dicen que $K_c = 6,25$ y que $[\text{CO}_2] = 0,01 \text{ M}$ y $[\text{O}_2] = 0,04 \text{ M}$. Entonces reemplazamos en la en la expresión de la constante...

$$K_c = \frac{0,01^2}{[\text{CO}]^2 \cdot 0,04} = 6,25$$

Despejamos $[\text{CO}]$:

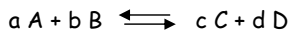
$$[\text{CO}]^2 = \frac{0,01^2}{0,04 \cdot 6,25} = 0,004$$

Entonces $[CO] = 0,02 \text{ M}$. Y listo ¡ Re fácil ! Esto es muy loco. Pensé que una vez que se calcula una K_c para una reacción a una dada temperatura, esta va a ser siempre la misma. Y eso significa que vos podés irte al campo, al Everest, a la china o a donde sea y, siempre y cuando la temperatura sea la misma, vas a tener la misma relación entre reactivos y productos. O sea, una vez que averiguás la K_c , teniendo los otros datos, vas a poder predecir perfectamente la concentración de ese rezagado que te falta. Es groso.

Fijate que cuanto mayor es el valor de K_c mayor resulta la concentración de producto en el equilibrio. De la misma manera, cuanto menor es K_c , mayor es la concentración de reactivos en el equilibrio. Si comparamos los valores de K_c para dos reacciones a la misma temperatura, la que tenga el mayor valor resulta estar más desplazada hacia los productos. Ojo: cuando comparemos valores de K_c para dos reacciones distintas tenemos que hacerlo a la misma temperatura.

Evolución de un sistema hacia el equilibrio

Ponele que tenemos un sistema que está fuera del equilibrio. ¿ Qué va a pasar ? Bueno, va a tratar de llegar al equilibrio (**siempre**). Para eso tienen que modificarse las concentraciones de reactivos y productos. Imaginate la típica situación...



Dijimos que el sistema no se encuentra en equilibrio, así que si tenemos las concentraciones de cada una de las especies **NO** vamos a poder calcular la K_c . ¿ Por qué ? Porque esta siempre se calcula en el equilibrio. Lo que sí podemos calcular es otra cosa que se llama Q_c , y es el " cociente de reacción ". ¿ Cómo se calcula ? Igual que calculabas la constante de equilibrio. Entonces, fuera del equilibrio...

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

¿ Van a ser iguales Q_c y K_c ? Y no... porque si fueran iguales, el sistema se encontraría en equilibrio. Pero lo que sí resulta muy útil es comparar Q_c con K_c . Calculando Q_c vas a poder ver si un sistema está o no en equilibrio y, si no lo está, vas a saber hacia donde se va a desplazar la reacción. ¿ Qué quiere decir esto de " hacia dónde se va a desplazar " ? Lo que te quiere decir es que para que un sistema fuera del equilibrio llegue a este, o los reactivos se van a tener que empezar a convertir a productos o al revés. Entonces podemos decir que para que un sistema llegue al equilibrio, **la reacción** se tiene que " desplazar hacia la formación de reactivos o productos " Les encanta esa frase y les molesta bastante cuando está mal usada. Por ejemplo hay gente que dice, "el **equilibrio** se desplaza hacia los productos o reactivos ". MAL. El equilibrio no se desplaza hacia ningún lado... está donde está. Lo que se desplaza es la reacción para llegar al equilibrio. ¿ Se entiende ?

Entonces... ¿ Cómo es esto de ver hacia dónde va la reacción con Q_c ? Y bueno... Lo que tenés que saber para hacer esto es K_c . Tenés que fijarte en qué tiene que pasar con los reactivos y productos iniciales que daban Q_c para que esta sea igual a K_c .

- Si $Q_c > K_c$ lo que vas a querer es que hayan menos productos (numerador) y que hayan más reactivos (denominador) para que así el cociente te de más chico. Dicho de otra manera, para que la reacción llegue al equilibrio **se va a tener que desplazar hacia la formación de reactivos**.
- Si $K_c > Q_c$, al revés que antes, vas a querer que hayan más productos y menos reactivos. Entonces la reacción avanzará hacia la formación de productos, consumiendo parte de los reactivos.
- Si $K_c = Q_c$ el sistema se encuentra en equilibrio.

Ejemplo:

A cierta temperatura, la reacción $SO_2 (g) + NO_2 (g) \rightleftharpoons NO (g) + SO_3 (g)$ tiene un valor de $K_c = 85,0$. Si en un recipiente de $1,00 \text{ dm}^3$ tenemos $0,0500$ moles de $SO_2 (g)$, $0,0500$ moles de $NO_2 (g)$, $0,400$ moles de $NO (g)$ y $0,800$ moles de $SO_3 (g)$.
¿ Cómo evolucionará la reacción ?

Para poder predecir hacia qué lado ocurrirá la reacción, tenemos que calcular Q_c . Para esto primero planteamos su expresión:

$$Q_c = \frac{[NO][SO_3]}{[NO_2][SO_2]}$$

No te olvides de los coeficientes estequiométricos. En este caso todos valen 1 así que no se ponen, pero estate siempre atento a no olvidártelos!!!

Después tenemos que calcular la concentración molar de las especies. Como estamos en 1 dm^3 , va a ser igual al número de moles...

$$[SO_2] = 0,05M, [NO_2] = 0,05M, [NO] = 0,40M \quad y \quad [SO_3] = 0,80M$$

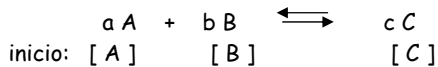
Una vez que las calculamos, las ponemos en la expresión de Q_c y vemos cuánto da. En este ejercicio, $Q_c = 128$ (te dejo la cuenta para que la hagas vos así vas practicando !). A este número lo tenemos que comparar con el valor del K_c que nos dieron. $K_c = 85,0$ y $Q_c = 128$, entonces $Q_c > K_c$. **Por lo tanto la reacción va a " evolucionar " hacia la formación de reactivos**. De esta forma se consumen productos y se forman reactivos hasta que $Q_c = K_c$.

¿ Cómo saber cuáles son las concentraciones en el equilibrio?

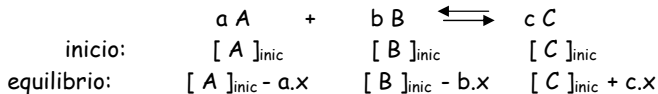
Cuando conocés las concentraciones (o número de moles) de las sustancias que hay en una reacción química y la constante de equilibrio entonces tenés que hacer lo siguiente:

1º) Escribís la ecuación química: $a A + b B \rightleftharpoons c C$

2º) Ponés los datos que tenés:



3º) Si la reacción va a avanzar hacia la formación de productos: planteás lo que va a quedar en el equilibrio, es decir, que se consumen los reactivos y se forman productos. Tené siempre presente la estequiometría de la reacción ("cuántos moles de una cosa por cuántos de tal otra"). En este caso sería que por cada c moles de C que se forman se consumen a moles de A y b moles de B .



Fijate que puse una " x ". Esto es porque no se consumen necesaria y exactamente " a " o " b ". Lo que sí es importante es que tengas en cuenta la estequiometría, con esto quiero decir que te acuerdes de multiplicar a " x " por " a ", " b " y " c ", respectivamente.

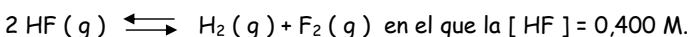
4º) escribís la K_c y reemplazás las concentraciones de equilibrio. Después es resolver una ecuación para encontrar " x ".

$$K_c = \frac{[C]_{\text{eq}}^c}{[A]_{\text{eq}}^a [B]_{\text{eq}}^b} = \frac{([C]_{\text{inic}} + c \cdot x)^c}{([A]_{\text{inic}} - a \cdot x)^a ([B]_{\text{inic}} - b \cdot x)^b}$$

Si, en cambio, la reacción ocurre hacia reactivos (" va hacia la izquierda ") tenés que hacer lo mismo, pero esta vez se van a consumir productos (entonces vas a poner $[C]_{\text{inc.}} - c \cdot x$) y se van a formar reactivos (entonces vas a poner $[A]_{\text{inic}} + a \cdot x$ y $[B]_{\text{inic}} + b \cdot x$).

A veces no sabés el valor de K_c pero sí sabés la concentración de alguna de las sustancias en el equilibrio. En ese caso, alcanza con que hagas hasta el paso 3º. Mirá este ejercicio así te queda más claro:

En un recipiente de $2,00 \text{ dm}^3$ se colocan $36,0 \text{ g}$ de $\text{HF} (\text{g})$ ($M_r = 20,0$). A la temperatura T el sistema alcanza el equilibrio representado por

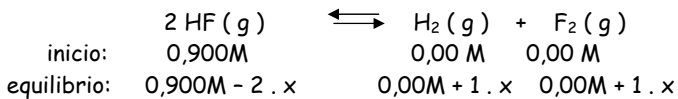


Calcular las concentraciones molares de H_2 y de F_2 en el equilibrio.

1º) nos dan la ecuación en el enunciado. Fijate que tiene que estar balanceada, si no la tenés que balancear antes de hacer cualquier cuenta !

Antes de plantear los pasos que siguen, veamos qué concentraciones son las que tenemos. Nos dan la masa de HF, su Mr y el volumen. Entonces podemos sacar su concentración. Primero vemos que 36,0 g de HF son 1,80 moles; en 2 dm³ significa que $[HF] = 0,900 M$. De los productos no tenemos nada; intuitivamente te podés dar cuenta que la reacción va a evolucionar para formar productos (además fijate que $[HF]_{eq}$ es menor que la que acabamos de calcular).

Ahora podemos plantear 2º) y 3º)



Sabemos que $[HF]_{equilibrio} = 0,400 M$ y también sabemos que es igual a $0,900M - 2 \cdot x$. Igualamos y despejamos " x ". Nos da que $x = 0,25 M$

Si reemplazamos este valor de " x ", podemos sacar $[H_2]$ y $[F_2]$ en el equilibrio. Entonces, la respuesta a) $[H_2]_{eq} = 0,250 M$ y $[F_2]_{eq} = 0,25M$.

PRINCIPIO DE LE CHATELIER

(Prestá atención acá. Este es un tema que les gusta tomar pidiendo que justifiques tu respuesta).

Dijimos que el equilibrio químico es dinámico, es decir, que las reacciones directa e inversa siguen ocurriendo cuando se alcanzó el equilibrio pero a **iguales velocidades**. ¿ Pero que pasa si tengo un sistema en equilibrio y lo perturbo ? Hubo un tipo, Le Chatelier, que estudió todo esto. ¿ Qué descubrió ?

Le Chatelier descubrió que si un sistema en equilibrio es perturbado, el sistema va a evolucionar para contrarrestar dicha perturbación, llegando a un nuevo estado de equilibrio.

¿ Cuáles son las maneras de perturbar a un sistema en equilibrio ? Se logra cambiando las variables intensivas como la presión, la temperatura, las concentraciones.

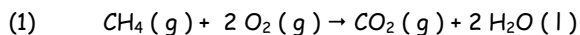
Veamos la siguiente reacción...



Ahora imaginate que ponés una cierta cantidad de carbonato de calcio (CaCO_3), en un recipiente cerrado. ¿Qué va a pasar? Y bueno, obviamente ahí el sistema no está en equilibrio porque no hay nada de dióxido de carbono (CO_2), ni de óxido de calcio (CaO), entonces la reacción se va a desplazar para formar productos. El CaCO_3 , que es un sólido, se va a empezar a descomponer formando el CaO , sólido, y liberando un gas, el CO_2 hasta que el sistema llegue al equilibrio. Ahora veamos lo que nos interesa: perturbaciones.

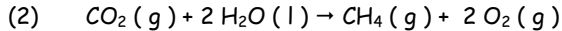
- Imaginate que **augmentamos la presión** del sistema (por ejemplo, disminuyendo el volumen con un émbolo). Como hay una especie en estado gaseoso (CO_2) este cambio de presión la va a afectar directamente. El sistema, ante la perturbación, se va a ir del equilibrio. ¿Cómo va a evolucionar ahora? Y, según el principio de Le Chatelier el sistema va a " evolucionar para contrarrestar dicha perturbación hasta llegar a un nuevo equilibrio ". Si la perturbación fue un aumento de presión, la manera de contrarrestarla es **bajando** la presión. Fijate que en la reacción tenés una especie en estado gaseoso solamente de un lado. Entonces para bajar la presión, vas a querer que disminuya la cantidad de ese gas. ¿Y cómo hago para disminuir la cantidad de gas? Rta: y... desplazando la reacción hacia el lado de los reactivos, donde no hay especies gaseosas. Entonces la conclusión es que este sistema, ante un aumento externo de la presión va a evolucionar hacia la formación de reactivos, para así disminuir la presión del gas.
- Suponete que agregamos un poco de CO_2 (g). Esto va a hacer que la presión del gas aumente y va a pasar lo mismo que en el ejemplo anterior. La reacción se va a desplazar hacia la formación de reactivos.
- Pero si ahora agregamos CaO (s), la presión prácticamente no cambia. Entonces el hecho de agregar este sólido no estaría perturbando al sistema. ¿Qué pasa entonces? Y, la respuesta es nada... tipo que nada.
- Imaginate ahora que la perturbación es **aumentar el volumen**. Como consecuencia de este aumento de volumen, la presión va a ser menor. ¿Qué va a querer hacer el sistema para contrarrestar esta baja de la presión? Y... va a querer aumentarla. ¿Cómo va a hacer entonces? Y... para aumentar la presión del gas, la reacción se tiene que desplazar hacia la formación de productos, cosa que haya más CO_2 .

En un segundo seguimos con este ejemplo. Antes te quiero explicar una cosa. Hay reacciones que para que ocurran necesitan **absorber** o **liberar** energía. Pensá en la combustión del gas metano de la cocina...



Esta reacción libera calor. Se dice que cuando una reacción libera energía es

exotérmica. Ahora pensá en la reacción contraria...



Si para que ocurriera la reacción (1) se tenía que liberar energía en forma de calor, para que ocurra la reacción contraria, la (2) se va a tener que absorber energía en forma de calor. Se dice que estas reacciones son **endotérmicas**.

Volvamos al ejemplo del CaCO_3 . Yo te digo (no tenés por qué saberlo) que la reacción directa (la que sale del CaCO_3) es **endotérmica**.

- Veamos qué pasa si aumentamos la temperatura. Como para que el CaCO_3 se transforme para formar CO_2 y CaO necesita energía en forma de calor, un aumento en la temperatura va a beneficiar esta reacción. Entonces, ante un aumento de la temperatura la reacción se desplaza hacia la formación de productos. Si en vez de subir, bajamos la temperatura vamos a estar perjudicando a esta reacción por lo que vamos a estar beneficiando a la reacción indirecta. Entonces, ante un descenso de la temperatura la reacción se desplaza hacia la formación de reactivos.

Imaginate que ahora tenemos en un recipiente cerrado un sistema en equilibrio formado por estos dos gases...



Entonces se perturba al sistema aumentando la presión. ¿ Qué te parece que va a pasar ? Ambos son gases... pero por cada mol de N_2O_4 que se descompone se forman 2 moles de NO_2 . Entonces para contrarrestar el aumento de presión, la reacción se va a desplazar hacia la formación de reactivos en donde hay menos moles de gas.
¿ Se entiende ?

Lo importante es que no te olvides que cualquiera sea la perturbación que sufra el sistema, éste **siempre vuelve al equilibrio**.

EJERCICIOS DE PARCIALES

Ahora que ya vimos bien este tema, veamos algunos ejercicios de parciales.

Ejercicio 1

En un recipiente rígido de $2,00 \text{ dm}^3$ se colocan, a 60°C , $0,0200 \text{ mol}$ de N_2O_4 (g). Cuando el sistema llega al equilibrio, $[\text{N}_2\text{O}_4] = 1,80 \cdot 10^{-3} \text{ M}$.

Dato: N_2O_4 (g) \rightleftharpoons 2NO_2 (g) (ENDOTÉRMICA).

- Calcular la concentración molar de NO_2 (g) en el equilibrio.
- Representar gráficamente la concentración molar de N_2O_4 (g) y NO_2 (g) en función del tiempo.
- Si se aumenta la temperatura en 70°C , indicar si K_c aumenta, disminuye o no cambia.

Solución

En este tipo de ejercicios, al principio conviene plantear la reacción y colocar los datos que nos dan. Como están en moles, los pasamos a concentración molar.

Primero averigüemos la concentración inicial del N_2O_4

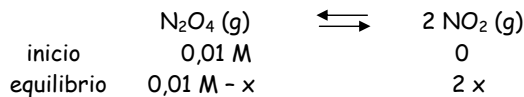
Sólo tenemos que pasar el del N_2O_4 . Tenemos $0,0200$ moles en 2 dm^3

$$2 \text{ dm}^3 \longrightarrow 0,02 \text{ moles } \text{N}_2\text{O}_4 \text{ (dato que tenemos)}$$

$$1 \text{ dm}^3 \longrightarrow 0,01 \text{ moles } \text{N}_2\text{O}_4 \text{ (por litro) = molaridad}$$

Entonces $[\text{N}_2\text{O}_4]_{\text{inic}} = 0,01 \text{ M}$

Ahora escribimos la ecuación química y los datos:



Veamos qué quiere decir eso que puse. Al principio se tiene $0,01 \text{ M}$ de N_2O_4 (g) y $0,00 \text{ M}$ de NO_2 (g). Cuando la reacción llega al equilibrio

$$[\text{N}_2\text{O}_4]_{\text{eq}} = [\text{N}_2\text{O}_4]_{\text{inic}} - x$$

$$[\text{NO}_2]_{\text{eq}} = 2x$$

Fíjate que por cada 1 mol de N_2O_4 que reacciona, se forman 2 moles de NO_2 . Te das cuenta de esto por la estequiometría de la ecuación balanceada. Además nos damos cuenta de que la reacción va a avanzar de modo de formar productos porque la concentración de dióxido de nitrógeno (NO_2) es cero en el inicio.

En el ejercicio nos dicen que en el equilibrio $[\text{N}_2\text{O}_4]_{\text{eq}} = 1,80 \cdot 10^{-3} \text{ M}$. Entonces para calcular "x" igualamos: $1,80 \cdot 10^{-3} \text{ M} = 0,01 \text{ M} - x$
Despejamos la "x", y nos da $x = 8,2 \cdot 10^{-3} \text{ M}$.

a) Calculamos $[\text{NO}_2]$. Para eso reemplazamos "x" con el valor que obtuvimos:

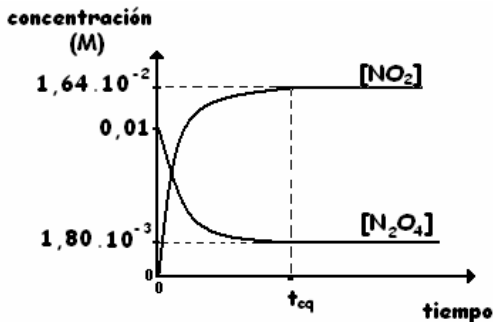
$$[\text{NO}_2]_{\text{eq}} = 2x = 2 \cdot 8,2 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Entonces la respuesta a este punto es: $[\text{NO}_2] = 1,64 \cdot 10^{-2} \text{ M}$

Sigamos con lo que sigue. Nos piden graficar la concentración molar en función del tiempo. Para empezar nos fijamos si tenemos las concentraciones de las dos especies expresadas en molaridad tanto al inicio como en el equilibrio.

Veamos: inicio: $[\text{N}_2\text{O}_4] = 0,01 \text{ M}$ y $[\text{NO}_2] = 0,00 \text{ M}$; equilibrio: $[\text{N}_2\text{O}_4] = 1,80 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ y $[\text{NO}_2] = 1,64 \cdot 10^{-2} \text{ M}$

Entonces la respuesta de b) es:



Para hacer el punto c) tenemos que tener en cuenta el dato que dice el enunciado: la reacción es endotérmica. Esto quiere decir que cuando los reactivos forman productos, se absorbe calor del sistema. Por el principio de Le Chatelier sabemos que cuando se perturba el equilibrio (cambiar la temperatura es una forma de perturbarlo) el sistema evoluciona de manera de contrarrestar esa perturbación y alcanzar de nuevo un equilibrio. En este caso, como se aumenta la temperatura, el sistema va a tender a absorber el calor. Para que esto ocurra va a formar más productos. Si forma más productos entonces el valor de K_c va a **aumentar**. (Fíjate que como $K_c = [\text{NO}_2] / [\text{N}_2\text{O}_4]$, si aumenta la cantidad de NO_2 (producto) y disminuye la $[\text{N}_2\text{O}_4]$ (reactivo) esa división va a ser más grande y por lo tanto el valor de K_c va a ser mayor que antes)

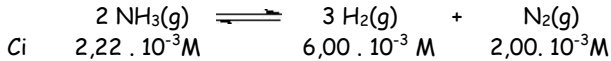
Ejercicio 2

En un recipiente cerrado de $6,00 \text{ dm}^3$, a una dada T , se introduce una mezcla de la siguiente composición: $[\text{NH}_3] = 2,22 \times 10^{-3} \text{ M}$, $[\text{H}_2] = 6,00 \times 10^{-3} \text{ M}$, $[\text{N}_2] = 2,00 \times 10^{-3} \text{ M}$. La ecuación que representa el proceso que ocurre en el recipiente es: $2 \text{NH}_3(\text{g}) \leftrightarrow 3 \text{H}_2(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g})$. A esa temperatura, $K_c = 0,0469$.

5) Indicar hacia dónde evolucionará el sistema a T constante para llegar al equilibrio, y cómo es la relación de Q_c con K_c .	
6) Calcular la concentración molar de H_2 en el estado final, si en el equilibrio hay $1,30 \times 10^{-3} \text{ mol}$ de NH_3 .	
7) Representar gráficamente la concentración molar de NH_3 y de N_2 en función del tiempo.	

Solución

5) Para resolver un problema de equilibrio químico debemos escribir la ecuación y ponerle los datos de concentración o número de moles iniciales y/o en el equilibrio.



Para ver si el sistema se encuentra en equilibrio, planteemos Q_c . Si es distinta de K_c , el sistema **no** estará en equilibrio.

$$Q_c = \frac{[\text{H}_2]^3 \cdot [\text{N}_2]}{[\text{NH}_3]^2}$$

Reemplazando...

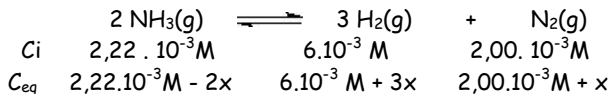
$$Q_c = \frac{[6 \cdot 10^{-3} \text{M}]^3 \cdot [2 \cdot 10^{-3} \text{M}]}{[2,22 \cdot 10^{-3} \text{M}]^2} = 8,8 \cdot 10^{-5}$$

El sistema no estaba en equilibrio. Para que Q_c sea igual a K_c (es decir, para que el sistema esté en equilibrio) tienen que cambiar las concentraciones de las moléculas. Como Q_c es más chiquita que K_c , el numerador (parte de arriba) de la ecuación de arriba tiene que ser más grande y el denominador más chico. Esto quiere decir que, para llegar al equilibrio, tiene que haber un desplazamiento de la reacción de reactivos a productos.

6) Si en el estado final, es decir en el equilibrio, hay $1,30 \times 10^{-3}$ moles de NH_3 , puedo calcular su concentración en el equilibrio:

$$[\text{NH}_3]_{\text{eq}} = \frac{n\text{NH}_3}{V} = 1,30 \times 10^{-3} \text{ moles} / 6 \text{ dm}^3 = 2,17 \times 10^{-4} \text{ M}$$

Planteo entonces otra vez la ecuación:



Entonces, sabés que...

$$2,22 \cdot 10^{-3} \text{M} - 2x = 2,17 \cdot 10^{-4}$$

Despejando...

$$x = 1 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

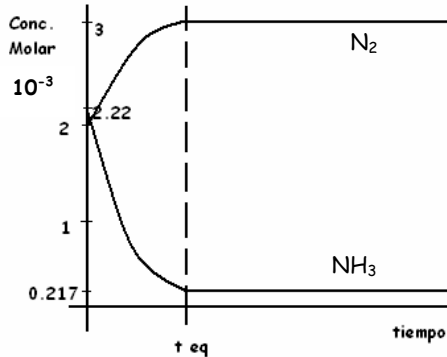
Entonces

$$\begin{aligned} [\text{H}_2]_{\text{eq}} &= 6 \cdot 10^{-3} \text{ M} + 3 \cdot 1 \cdot 10^{-3} \text{ M} \\ [\text{H}_2]_{\text{eq}} &= 9 \cdot 10^{-3} \text{ M} \end{aligned}$$

7) Para representar gráficamente las concentraciones molares del NH_3 y del N_2 en función del tiempo necesitamos saber sus concentraciones iniciales y sus concentraciones en el equilibrio.

$$[\text{NH}_3]_{\text{inicial}} = 2,22 \cdot 10^{-3} \text{ M} \quad [\text{NH}_3]_{\text{equilibrio}} = 2,17 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$[\text{N}_2]_{\text{inicial}} = 2,00 \cdot 10^{-3} \text{ M} \quad [\text{N}_2]_{\text{equilibrio}} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ M} + 1 \cdot 10^{-3} \text{ M} = 3,00 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$



Ejercicio 3

En un recipiente cerrado de $4,00 \text{ dm}^3$, se colocan $0,792 \text{ mol}$ de $\text{H}_2\text{O} (\text{g})$. A cierta T se establece el equilibrio y se determina que la masa de O_2 ($M_r = 32,0$) producida es $5,12 \text{ g}$. La reacción que representa el proceso es endotérmica y su ecuación es : $2 \text{H}_2\text{O} (\text{g}) \leftrightarrow 2\text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$.

5) Calcular el valor numérico de K_c a esa dada T .	
6) Indicar cuál de los siguientes cambios favorecerá la formación de O_2 : a) agregado de $\text{H}_2\text{O} (\text{g})$, b) aumento de T , c) ambas opciones.	
7) Representar gráficamente la concentración molar de H_2O y de H_2 en función del tiempo.	

Solución

5) Para calcular K_c , primero escribimos la expresión de la misma, o sea:

$$K_c = \frac{[\text{O}_2] \times [\text{H}_2]^2}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

y reemplazamos por los valores de estas concentraciones en el equilibrio halladas antes sin unidades:

$$K_c = \frac{0,04 \times 0,08^2}{0,118^2} = 1,84 \times 10^{-2}$$

$$\text{Rta: } 1,84 \times 10^{-2}$$

6) Para responder este ítem vamos a tener en cuenta el Principio de Le Chatelier: si a un sistema en equilibrio se le ejerce una perturbación externa, el sistema evolucionará contrarrestando dicha perturbación para volver al equilibrio.

En este caso me dicen hacia donde quieren que el sistema evolucione, de reactivos a productos. Luego para lograr esto tengo que sacar producto o agregar reactivo; esto implica que el agregado de H_2O favorece la formación de O_2 .

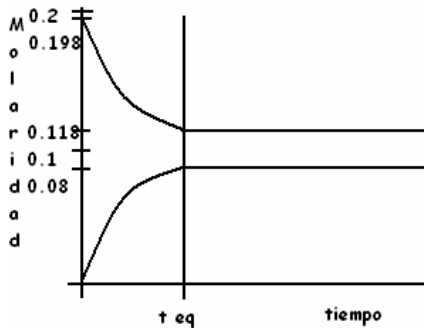
Con respecto al aumento de T , donde la verdadera perturbación es el agregado de calor, por Le Chatelier el sistema tendrá que contrarrestar esto, consumiendo o mejor dicho absorbiendo el calor agregado; como en el enunciado me dicen que la reacción es endotérmica, o sea absorbe calor evolucionando de reactivo a producto, entonces esto implica que el aumento de T favorece la formación de O_2 .

De todo esto se deduce que ambas opciones favorecen la formación de O_2 .

Rta: c)

Nota: si tuvieras que justificar la respuesta tendrías que escribir todo lo que yo expliqué acá.

7) la concentración molar de H_2O varía de 0.198 M a 0.118 M y la concentración molar de H_2 varía de 0 a 0.08 M.



FIN EQUILIBRIO QUIMICO

EQUILIBRIO ÁCIDO – BASE

Contenido del capítulo:

- Definición de Brönsted - Lowry
- Autoprotólisis del agua, K_w
- El pH y la acidez
- Fuerza de ácidos y bases
- Soluciones reguladoras (buffer)

Consejo: antes de empezar con este capítulo asegurate de tener bien claros los conceptos de equilibrio químico.

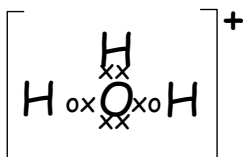
DEFINICIÓN DE BRÖNSTED - LOWRY

Vamos a empezar definiendo ácidos y bases. Es importantísimo que te queden claros estos conceptos, porque son lo fundamental del tema. De acuerdo con la teoría de Brönsted - Lowry (o simplemente, de Brönsted), **un ácido es un " dador " de protones** (es decir, una sustancia que puede perder un protón, H^+ , que es un átomo de hidrógeno sin su electrón), y **una base un " aceptor " de protones**. Esta teoría estudia a los ácidos y bases en reacciones entre ellos. Por ejemplo:



Esta reacción se denomina equilibrio ácido base. El F^- es la **base conjugada** del HF. Dicho en palabras simples: la base conjugada es lo que " queda " cuando un ácido pierde el protón que cedió. El par $HF - F^-$ se llama **par ácido - base conjugado**. Por otra parte tenemos al H_3O^+ (ion hidronio u oxonio) que es el **ácido conjugado** del agua. El ácido conjugado es lo que " queda " cuando una base acepta un protón. En este ejemplo que vimos, el HF actúa como ácido y el H_2O , como base.

Veamos un poco mejor esto del H_3O^+ . Cuando un ácido reacciona con el agua pierde un protón, H^+ , que es muy pequeño, y tiene carga. El protón no es estable en agua, " no le gusta " estar solo en el agua. ¿ Qué pasa entonces ? El H^+ se rodea de moléculas de agua y así resulta más estable. (De alguna manera, es como si las moléculas de agua lo "protegiesen"). Si se asocia a una sola molécula, se forma el **hidronio** u **oxonio**, H_3O^+ . La fórmula de Lewis de este ion es parecida a la del ion amonio (NH_4^+) que ya viste en el capítulo de uniones:



También el H^+ puede asociarse a varias moléculas de agua, pero no nos vamos a preocupar por eso. Esto sí es importante: **si bien conceptualmente es más correcto escribir H_3O^+ , vamos a escribir en general H^+ , porque es más fácil para plantear los equilibrios ácido – base.**

Ejercicio: Escribir la ecuación correspondiente a la reacción ácido – base con agua para las siguientes especies:

- Ion amonio (NH_4^+)
- Metilamina (CH_3NH_2)
- Ion acetato (CH_3COO^-)
- Ácido cianhídrico (HCN)

Respuestas:

- $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$
- $CH_3NH_2 + H_2O \rightleftharpoons CH_3NH_3^+ + OH^-$
- $CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$
- $HCN + H_2O \rightleftharpoons CN^- + H_3O^+$

AUTOPROTÓLISIS DEL AGUA

El agua presenta un fenómeno particular: puede reaccionar con ella misma, actuando como ácido y como base a la vez. Esta reacción está en equilibrio y es:



O, simplificada:



La constante de equilibrio para esta reacción es:

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$$

(Ponemos H^+ en lugar de H_3O^+ porque es más cómodo)

(el subíndice w se refiere a water, agua en inglés)

Acordate de que no escribimos la concentración del agua porque es prácticamente constante: $[H_2O] \approx 55,5$ M. El valor de K_w con el que vayamos a trabajar ya incluye a la concentración del agua. Si no te termina de cerrar, revisá el capítulo de equilibrio químico.

El valor de K_w es: $K_w = 1,00 \times 10^{-14}$ a 25 °C. **Esta relación entre $[H^+]$ y $[OH^-]$ se mantiene en todas las soluciones acuosas, sin importar cuál o cuáles sean los solutos**

disueltos. Este numerito, que es re-fácil, te conviene recordarlo, porque lo vas a usar el casi todos los problemas de esta unidad...

EL pH: UNA FORMA DE MEDIR LA ACIDEZ

El pH se usa para medir la acidez o la basicidad de una solución. Se define como:

$$\boxed{\text{pH} = -\log [\text{H}^+]}$$

Siempre que veas " p " tenés que entender que ahí quiere decir " -log ". Se usa el logaritmo para que los valores pasen de ser números muy chiquitos (como $1,00 \times 10^{-14}$) a números más " agradables " (como 14). Y el signo menos es para que te queden valores positivos.

El pH va de 1 ($[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-1} \text{ M} = 0,1 \text{ M}$) a 14 ($[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-14} \text{ M}$). No quiero decir que no pueda existir un pH = 0 (de hecho, si $[\text{H}^+] = 1 \times 10^0 \text{ M} = 1 \text{ M}$ el pH es 0). Pero sí es muy poco probable que llegues a eso en un ejercicio. El pH se usa para soluciones bastante diluidas, de manera que el resultado te dé entre 1 y 14. Otra cosa importante: el pH **nunca se informa con más de dos decimales**. No es correcto escribir, por ejemplo: pH = 7,435. En ese caso, redondeá a pH = 7,44.

Dijimos que el pH sirve para medir la acidez de una solución. Veamos: a 25°C, las soluciones se clasifican así:

- **Ácidas:** pH menor a 7, $[\text{H}^+] > 1,00 \times 10^{-7} \text{ M}$
- **Básicas:** pH mayor a 7, $[\text{H}^+] < 1,00 \times 10^{-7} \text{ M}$
- **Neutras:** pH igual a 7, $[\text{H}^+] = 1,00 \times 10^{-7} \text{ M}$

También definimos el $\boxed{\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]}$. En este caso, la clasificación de soluciones es:

- **Ácidas:** pOH mayor a 7, $[\text{OH}^-] < 1,00 \times 10^{-7} \text{ M}$
- **Básicas:** pOH menor a 7, $[\text{OH}^-] > 1,00 \times 10^{-7} \text{ M}$
- **Neutras:** pOH igual a 7, $[\text{OH}^-] = 1,00 \times 10^{-7} \text{ M}$

Observá que cuanto mayor es el pH, menor es la concentración de protones, y lo mismo pasa para el pOH y la concentración de oxihidrilos (OH^-).

Volvamos a la expresión de K_w :

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

¿ Qué pasa si aplicamos " p " a ambos lados de la ecuación? Acordate: $p = -\log$

$$pK_w = p[H^+] + p[OH^-]$$

Acordate: $\log(a \cdot b) = \log a + \log b$. Si estamos a 25 °C (salvo que te lo aclaren, los problemas son a esa temperatura), tenemos que $pK_w = 14,00$. Entonces:

$$pH + pOH = 14,00$$

Esto se cumple para todas las soluciones, no importa si tienen ácidos, bases, sales, etc. Siempre la suma de pH y pOH da 14. Por ahí te parece una pavada, pero esta formulita es muy práctica, te conviene recordarla.

Ejercicio: Calcular la $[OH^-]$ de una solución de $pH = 5,80$.

Respuesta:

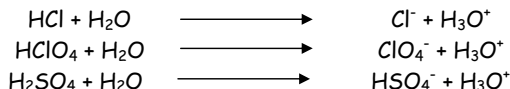
Lo primero que sabemos es que $-\log[H^+] = 5,80$. Entonces, despejando: $[H^+] = 10^{-5,80}$. Sí, elevamos 10 a la " - 5,80 ". Siempre se resuelve así cuando tenemos el pH y queremos conocer la concentración de protones. Hacemos la cuenta y da: $[H^+] = 1,58 \times 10^{-6}$. Y sabemos que $K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$. Conocemos el valor de K_w (**cuando no aclaran, la temperatura es de 25° C**) y $[H^+]$. Despejamos y tenemos: $[OH^-] = 6,31 \times 10^{-9}$ M.

Otra forma de resolver podría ser calcular el pOH primero (usando que $pH + pOH = 14$) y después despejar de ahí $[OH^-]$, que se hace igual que como hicimos con el pH y la concentración de protones.

FUERZA DE ÁCIDOS Y BASES

Dijimos que los ácidos y las bases en agua se disocian. Los ácidos pierden un protón (que gana el agua) y las bases ganan un protón (que "sacan" del agua). Pero no todos los ácidos o las bases tienen la misma facilidad para disociarse. Y cuando hablamos de la **fuerza** de los ácidos y bases hablamos de su **tendencia a ganar/perder un protón**, dependiendo del caso.

Los ácidos fuertes se disocian por completo en agua (ceden su protón con mucha facilidad). Son: HCl, HNO₃, HClO₄, HI, HBr, H₂SO₄. No establecen un equilibrio ácido base, sino que se disocian por completo en agua. Algunas de las ecuaciones son:

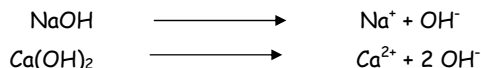


¿te animás a escribir las que faltan? Usá estas para guiarte.

El anión HSO_4^- puede perder el protón para dar SO_4^{2-} , pero el equilibrio está muy desplazado hacia los reactivos.

Las bases conjugadas de estos ácidos son muy débiles, y no captan protones para dar nuevamente el ácido sin disociar.

Las bases fuertes también se disocian por completo en agua. Son: NaOH, KOH, LiOH y Ca(OH)₂. Todas estas bases en agua liberan OH⁻:



Existen también ácidos y bases débiles. Por ejemplo, para un ácido débil genérico HA, la ecuación de ionización en agua es:



O, simplificada:

$$\text{HA} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}^+$$

Y podemos escribir la constante de equilibrio de acidez:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}^+]}{[\text{HA}]}$$

Cuanto mayor sea el valor de K_a, mayor es la tendencia del ácido a ionizarse, y por lo tanto, **más fuerte es el ácido**. Esto es igual que en equilibrio químico: cuanto mayor es el valor de K_c, más desplazada está la reacción hacia la derecha, es decir que hay más productos. A este tipo de constante de equilibrio se la llama K_a porque nos referimos a la disociación de un ácido.

Algunos ejemplos de ácidos débiles son: el ácido acético: CH₃COOH, el ácido fluorhídrico: HF y el ácido fosfórico: H₃PO₄.

Para una base débil B genérica, podemos escribir:

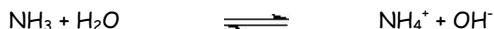


Y podemos escribir la constante de equilibrio:

$$K_b = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$$

Cuanto mayor sea el valor de K_b, mayor es la tendencia de la base a ionizarse, y por lo tanto, **más fuerte es la base**. Igualito a lo que dijimos para K_a.

El ejemplo más conocido de base débil es el amoníaco (NH₃), cuya ionización es:



Cuanto más fuerte es un ácido, más débil es su base conjugada, y Cuanto más débil es un ácido, más fuerte es su base conjugada. Esto también se cumple para las bases y sus ácidos conjugados.

No está definido el K_a o K_b para ácidos o bases fuertes.

Definimos el pK_a y el pK_b como: $pK_a = -\log pK_a$ y $pK_b = -\log pK_b$.

Volvamos a escribir la ionización del ácido débil HA:



$$K_a = \frac{[A^-][H^+]}{[HA]}$$

Y ahora escribamos la hidrólisis de A^- . Como es la base conjugada de un ácido débil, tiene tendencia a aceptar un protón del agua:



$$K_b = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]}$$

Ahora sumemos las dos reacciones en equilibrio. Acordate: si sumamos dos equilibrios, la K_c total es el producto de las K de cada equilibrio, entonces tenemos:



Tachamos las sustancias que aparecen de los dos lados de la ecuación (acordate: una reacción química tiene productos y reactivos distintos, los que se repiten no participan de la reacción). Las constantes de equilibrio multiplicadas dan:

$$K_b \cdot K_a = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]} \cdot \frac{[A^-][H^+]}{[HA]}$$

simplificando:

$$K_b \cdot K_a = [H^+][OH^-]$$

Pero recordá que: $K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$, entonces: $K_a \cdot K_b = K_w$, para cualquier par ácido - base conjugado. Si además aplicamos $-\log$ a ambos lados de la ecuación, tenemos:

$$pK_a + pK_b = 14$$

Al aumentar el valor de pK_a disminuye la fuerza de un ácido (y aumenta la fuerza de su base conjugada). Lo mismo sucede para pK_b y las bases.

Vamos con un ejemplo:

Calcular el pH de las siguientes soluciones de ácido propanoico (CH_3CH_2COOH):

a) 0,600 M

b) $1,00 \times 10^{-4}$ M

Dato: $K_a = 1,40 \times 10^{-5}$

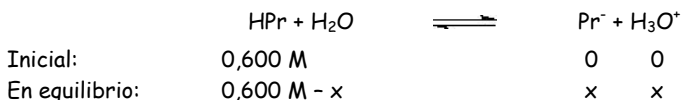
Lo **primero** que hay que hacer en estos problemas es escribir la ecuación del equilibrio ácido base. Acordate:

Los ácidos y bases débiles establecen un equilibrio en solución acuosa. Los ácidos y bases fuertes, no.

Entonces, vamos a ver esta. Vamos a escribir al ácido como HPr, para hacerlo más fácil. Su base conjugada es al anión propanoato, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COO}^-$, al que escribimos Pr^- . **Ojo:** los ácidos orgánicos tienen la fórmula $\text{R}-\text{COOH}$, donde R es una cadena de C e H. El único protón que pierden estos ácidos es el que está en el grupo COOH . Ahora sí, escribamos el equilibrio:



Ahora escribamos las relaciones estequiométricas para esta reacción:



(La concentración del agua es constante, así que no consideramos)

¿ De dónde sale todo esto ? Fíjate: inicialmente, tenemos una concentración 0,600 M de ácido, y nada de H_3O^+ o Pr^- . Pero después de un rato se establece el equilibrio. Y en el equilibrio, una parte " x " del HPr se disocia para dar Pr^- y H_3O^+ .

Sabemos que en el equilibrio las concentraciones se relacionan por K_a . Entonces, escribamos la ecuación para la constante de equilibrio:

$$K_a = \frac{[\text{Pr}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H Pr}]} = \frac{x^2}{0,600 - x}$$

Ahora vamos a hacer una aproximación: vamos a suponer que x es mucho menor que la concentración inicial de ácido, es decir: $x \ll 0,600 \text{ M}$. Este " mucho menor " significa que x sea menor que el 1% de 0,600 M. Entonces, como x es tan chiquito comparado con 0,600 M, podemos aproximar: $0,600 \text{ M} \approx 0,600 \text{ M} - x$. Vas a ver cómo se simplifican las cuentas. Nos queda:

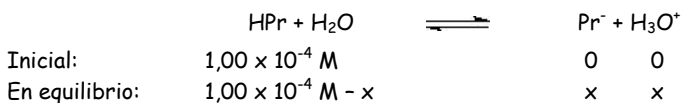
$$K_a = \frac{x^2}{0,600}$$

Y resolver esa cuenta es una pavada. Da: $x = 2,90 \times 10^{-3} \text{ M}$.

Vamos a verificar la aproximación que hicimos: el 1% de 0,600 M es: $6 \times 10^{-3} \text{ M}$, que es mayor que el valor que calculamos para x. Entonces, la aproximación estaba bien hecha.

Ahora sí, calculamos el pH. Nos da: **a) Rta: pH = 2,54.**

En el punto b) podemos hacer lo mismo:



Usamos otra vez la expresión de K_a :

$$K_a = \frac{[\text{Pr}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H Pr}]} = \frac{x^2}{1,00 \cdot 10^{-4} - x}$$

Hacemos nuevamente la aproximación, y tenemos:

$$K_a = \frac{x^2}{1,00 \cdot 10^{-4}}$$

Haciendo la cuenta nos da: $x = 3,74 \times 10^{-5}$ M. Vamos a verificar la aproximación. El 1% de $1,00 \times 10^{-4}$ M es $1,00 \times 10^{-6}$ M, que es menor que el x que calculamos. ¿Qué hacemos entonces? Tenemos que olvidarnos de la aproximación, y resolver la cuadrática posta, completita. Para eso, vamos a usar la fórmula resolvente, que seguro tenés clarísima, pero nunca está de más recordarla:

$$x_1, x_2 = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

En este caso la cuadrática es: $x^2 + K_a x - 1,00 \times 10^{-4} K_a = 0$, o sea que la resolvente nos queda:

$$x_1, x_2 = \frac{-K_a \pm \sqrt{K_a^2 - 4K_a 1,00 \cdot 10^{-4}}}{2}$$

Cuando resolvemos nos queda un resultado negativo, y otro positivo. El negativo no tiene sentido (¿dónde viste una concentración negativa?) así que sólo tenemos en cuenta el positivo, y nos da: $x = 3,11 \times 10^{-5}$. Con este dato sí podemos calcular el pH.

b) Rta: pH = 4,51.

SOLUCIONES REGULADORAS O BUFFER

Ya viste soluciones, y se supone que para este momento tenés re claro el tema de ácidos y bases. Vamos a mezclar esto un poco. Se llaman reguladoras a las soluciones que tienen disuelto a un ácido débil y su base conjugada, o a una base débil y su ácido conjugado.

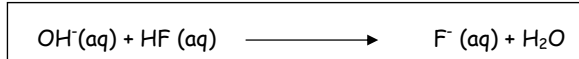
Por ejemplo, podés tener ácido acético (CH_3COOH) y acetato de sodio (CH_3COONa) en solución: el ácido acético es el ácido débil, y el ion acetato su base conjugada.

Otro ejemplo sería amoníaco (NH_3) y cloruro de amonio (NH_4Cl). La concentración de ambas especies (o sea, ácido y base) suele ser de 0,01 M o mayores. Estas soluciones **sirven para mantener el pH relativamente constante**, resistiendo el cambio que podría generar el agregado de pequeñas cantidades de ácidos o bases fuertes.

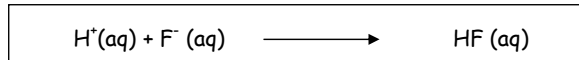
¿Cómo funcionan las soluciones Reguladoras?

Rta: Imaginate que tenemos una solución buffer de HF y KF (fluoruro de potasio, una

sal). Tanto el ácido como su base conjugada están en la solución. Si ahora agregásemos una base, como NaOH a la solución, el pH subiría por la presencia de OH^- . Pero en la solución hay un ácido, entonces lo que pasa es:



Ahora pensemos que agregamos un ácido, por ejemplo HCl. El pH de la solución tendría que bajar. Pero en la solución hay una base. Entonces:

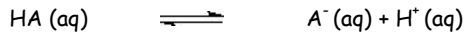


Fijate que: 1) en las dos ecuaciones se neutraliza lo que se agregó (sean H^+ o OH^-) y 2) al "gastar" ácido se genera su base conjugada, y al "gastar" base conjugada se genera el ácido. Por estas características es que podemos decir que este tipo de soluciones son reguladoras o amortiguadoras. Porque resisten el agregado de pequeñas cantidades de ácidos o bases, manteniendo el pH constante (o casi, varía muy poco, quizás en 0,1 unidades de pH, lo que es poco).

Este tipo de soluciones son de mucha importancia tanto en los laboratorios como en los sistemas biológicos. Por ejemplo, en la sangre hay un buffer de $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$ que mantiene el pH en un valor de 7,3.

Las soluciones amortiguadoras cumplen con la ecuación de Henderson - Hasselbach. Vamos a ver de dónde sale esta ecuación (que te digo: es muy útil, y tenés que recordarla)

Tenemos en solución un ácido débil HA, junto con su base conjugada, A^- . Las dos especies establecen este equilibrio:



Y la constante de equilibrio es:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}^+]}{[\text{HA}]}$$

Ahora despejemos la concentración de protones (en estos casos lo que más nos importa es el pH):

$$[\text{H}^+] = \frac{K_a[\text{HA}]}{[\text{A}^-]}$$

En este tipo de soluciones, las concentraciones iniciales de HA y A^- son altas comparadas con la concentración de H^+ , y podemos decir que permanecen constantes en todo momento. Entonces, podemos reemplazar: $[\text{HA}]$ por C_a y $[\text{A}^-]$ por C_b . Es decir, hacemos

una aproximación: las concentraciones de ácido y de base en el equilibrio son iguales a las iniciales. Entonces nos queda:

$$[H^+] = \frac{K_a C_a}{C_b}$$

Y ahora, como lo que nos interesa es el pH, aplicamos $-\log$ a los dos términos de la ecuación. Ahora tenemos:

$$pH = -\log \frac{K_a C_a}{C_b}$$

Pero acordate que: $\log (a \cdot b) = \log a + \log b$:

$$pH = pK_a - \log \frac{C_a}{C_b}$$

Y además, $-\log (a/b) = \log (b/a)$. Finalmente, nos queda:

$$pH = pK_a + \log \frac{C_b}{C_a}$$

Esta es la ecuación de Henderson-Hasselbalch.

Ojo: Si tenés una base débil con su ácido conjugado, usá pK_a del ácido conjugado. Si usás pK_b te va a quedar todo en función del pOH , y es más incómodo.

Vamos con un ejemplo:

Calcular el pH de una solución buffer que contiene el par $C_2H_4OHCOOH / C_2H_4OHCOO^-$, en la que la concentración del ácido es la mitad que la de su base conjugada.

Dato: $pK_a = 3,08$.

Vamos a ver: tenemos un par ácido - base conjugado. El ácido $C_2H_4OHCOOH$ se llama ácido láctico. Para simplificar lo vamos a escribir como HLac. Y a su base conjugada la vamos a escribir: Lac⁻. Lo único que tenemos que hacer es aplicar la ecuación que vimos un poco más arriba:

$$pH = pK_a + \log \frac{C_b}{C_a}$$

En este caso: $pK_a = 3,08$, y $C_a = \frac{1}{2} C_b$. Entonces, podemos decir que: $C_b/C_a = 2$. Lo que hice fue: $C_b/C_a = C_b / (\frac{1}{2} C_b)$. Ya está, tenemos todos los datos que necesitamos. Los reemplazamos en la ecuación y nos queda:

$$pH = 3,08 + \log 2$$

Hacemos la cuenta (no te quejes, es re- fácil) y tenemos: $\text{pH} = 3,38$.

Ahora vamos con unos ejercicios que saqué de parciales.

EJERCICIOS TOMADOS EN PARCIALES

Ejercicio 1

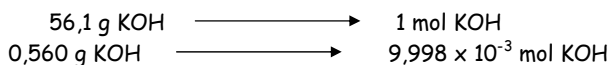
Se prepara una solución disolviendo 0,560 g de KOH en agua hasta un volumen final de 500 cm³:

- Calcular el pH de la solución
- Indicar si la basicidad de la solución es mayor, menor o igual que la de una solución 0,0200 M de Ca(OH)₂
- 150 cm³ de la solución anterior se diluyen con agua hasta un volumen final de 300 cm³. Calcular el pOH de esta nueva solución.

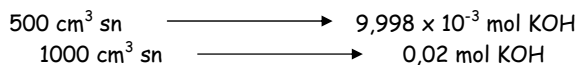
Datos: $M_r \text{ KOH} = 56,1$ $K_w = 1,00 \times 10^{-14}$

Resolución :

Antes que nada tenemos que calcular la concentración de la solución con la que estamos trabajando. Para eso, primero calculamos en número de moles de KOH que tenemos:



Tenemos $9,998 \times 10^{-3}$ moles de KOH disueltos en 500 cm³ de solución. Calculemos la molaridad:



Entonces, la solución es 0,02 M. Acordate: **el KOH es una base fuerte, se disocia por completo en agua**. O sea que tenemos: $[\text{OH}^-] = 0,02 \text{ M}$. Con esto y K_w podemos calcular $[\text{H}^+]$, usando la ecuación: $K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$. Hacemos la cuenta y llegamos al siguiente resultado: $[\text{H}^+] = 5,00 \times 10^{-13} \text{ M}$. Ahora nos queda calcular el pH, que es una cuenta súper simple.

a) Rta: $\text{pH} = 12,3$.

Ahora veamos el segundo punto. Nos piden calcular la basicidad de la solución de KOH con la de otra solución. Lo que vamos a hacer es bien simple: cuanto mayor es $[\text{OH}^-]$, más básica es la solución. Entonces vamos a calcular $[\text{OH}^-]$ para la solución que nos dan, y vamos a ver cuál de las dos tiene una mayor $[\text{OH}^-]$.

Tenemos entonces una solución 0,0200 M de Ca(OH)₂. **Esta es otra base fuerte, que se**

disocia completamente. Pero ¡ ojo ! cada mol de hidróxido de calcio da dos moles de OH^- . Es decir, que tenemos $[\text{OH}^-] = 0,0400 \text{ M}$. Sólo nos queda comparar las dos concentraciones de OH^- .

b) Rta: la solución de KOH es menos básica que la de $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

El último punto es el más complicado. Tenemos una dilución. O sea, vamos a agregar solvente a una solución para hacerla más diluida, es decir, para bajarle la concentración. Algo muy importante que tenés que acordarte de las diluciones es:

En las diluciones la cantidad (número de moles) de soluto disuelto no cambia. Lo que sí varía es la cantidad de solvente, y la concentración de la solución.

Lo primero que vamos a hacer entonces, es calcular el número de moles de KOH que tenemos en 150 cm^3 de solución $0,02 \text{ M}$:

$$\begin{array}{l} 1000 \text{ cm}^3 \text{ sn} \longrightarrow 0,02 \text{ mol KOH} \\ 150 \text{ cm}^3 \text{ sn} \longrightarrow 3 \times 10^{-3} \text{ mol KOH} \end{array}$$

Cuando hagamos la dilución (es decir, cuando agreguemos agua) vamos a seguir teniendo la misma cantidad de solvente. Entonces, en los 300 cm^3 de solución final que vamos a tener, habrá 3×10^{-3} moles de KOH disueltos. Veamos cuál va a ser la concentración de esa solución:

$$\begin{array}{l} 300 \text{ cm}^3 \text{ sn} \longrightarrow 3 \times 10^{-3} \text{ mol KOH} \\ 1000 \text{ cm}^3 \text{ sn} \longrightarrow 0,01 \text{ mol KOH} \end{array}$$

Listo, la solución final es $0,01 \text{ M}$. Y como el KOH es una base fuerte, $[\text{OH}^-] = 0,01 \text{ M}$. Sólo nos queda calcular el pOH.

c) Rta: pOH = 2

Ejercicio 2

Se dispone de 1000 cm^3 de una solución acuosa que contiene $0,120 \text{ mol}$ de NH_3 ($\text{p}K_b = 4,75$) y se desea preparar a partir de ella una solución reguladora de $\text{pH} = 9,50$ ($K_w = 1,00 \times 10^{-14}$)

- Calcular la masa de NH_4Cl que es necesario agregar, suponiendo que no hay variación de volumen por el agregado del sólido ($M_r \text{ NH}_4\text{Cl} = 53,5$)
- Indicar qué especies iónicas están presentes en la solución reguladora (dar las fórmulas)
- Indicar si el pH de la solución obtenida aumenta, disminuye o no varía al agregar $0,0100 \text{ mol}$ de KOH

Resolución

Queremos preparar una solución buffer. Entonces, tenemos que usar la ecuación de Henderson - Hasselbalch:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{C_b}{C_a}$$

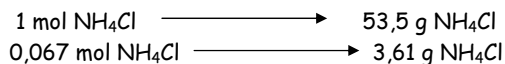
Necesitamos usar pK_a , y tenemos pK_b . Por suerte, tenemos una fórmula que nos relaciona estos valores:

$$\boxed{pK_a + pK_b = 14}$$

Entonces es re fácil calcular pK_a . Nos da: $pK_a = 9,25$. Sabemos el pH que queremos que tenga la solución, entonces tenemos que calcular C_b/C_a :

$$pH = pK_a + \log \frac{C_b}{C_a}$$

Entonces: $C_b/C_a = 1,78$. Nos dicen que tenemos 1.000 cm^3 de solución que tienen $0,120$ moles de NH_3 . Si lo pensamos dos veces, inos están diciendo que tenemos una solución $0,120 \text{ M}$ de amoníaco! Y el amoníaco es una base, así que ya sabemos que: $C_b = 0,120 \text{ M}$. Y con la relación de concentraciones que calculamos antes, averiguamos que: $C_a = 0,067 \text{ M}$. Ya sabemos la concentración de ácido que necesitamos. Y tenemos 1000 cm^3 de solución. O sea, ya sabemos que necesitamos $0,067$ moles de ácido. ¿Cuál es el ácido? El ion amonio, NH_4^+ , que lo conseguimos de la sal NH_4Cl . Entonces, necesitamos $0,067$ moles de NH_4Cl . Tenemos el M_r de la sal, calculemos la masa que necesitamos:

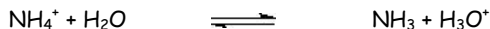


a) Rta: hay que agregar $3,61 \text{ g}$ de cloruro de amonio a la solución de amoníaco para obtener una solución reguladora de $\text{pH} = 9,50$.

Este punto es fácil. Tenemos amoníaco, que en agua establece un equilibrio ácido base:



Por lo tanto, sabemos que en la solución tenemos ion amonio, NH_4^+ , también tenemos OH^- que dan el pH básico de la solución, y finalmente, tenemos también H_3O^+ , que proviene de la reacción del amonio con agua:



Vamos al último punto. Este es molesto, porque está puesto para confundirte un poco. Una de las primeras cosas que dice el problema es que queremos preparar una solución reguladora. Y ¿cuál es la propiedad de este tipo de soluciones? Que mantienen el pH constante. Entonces, al agregar un poco de KOH el pH no va a cambiar. Si hacés la cuenta te va a dar $\text{pH} = 9,60$. La diferencia entre $9,50$ y $9,60$ es muy baja, tanto que a veces no se puede medir. c) Rta: el pH de la solución no varía.

Ejercicio 3

Se diluye con agua cierto volumen de una solución de la base fuerte NaOH ($M_r = 40,0$) 0,0800 %m/V y se obtienen 100 cm³ de solución de pH = 11,60. Dato: $K_w = 1,00 \times 10^{-14}$.

8) Calcular el volumen de la solución concentrada, en cm ³ .	
9) Calcular el pH de la solución concentrada.	
10) Indicar si el carácter básico de la solución concentrada es: a) mayor, b) igual o c) menor, que el de una solución de Ca(OH) ₂ ; 0,0100 M.	
Una solución acuosa de ácido fórmico (HCOOH, $pK_{a,25^\circ C} = 3,77$) tiene un pH = 2,39 a 25°C. Calcular:	
11) La concentración molar de la base conjugada del ácido fórmico en el equilibrio.	
12) La concentración molar inicial del ácido.	
13) El valor de K_b de la base conjugada del ácido fórmico.	

Resolución

8) Te dicen la concentración de la solución inicial en %m/V. Antes que nada, pasémoslo a molaridad, que es más útil. Para eso...

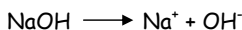
$$\begin{aligned} 40,0 \text{ g NaOH} &\longrightarrow 1 \text{ mol} \\ 0,0800 \text{ g NaOH} &\longrightarrow x = 2 \cdot 10^{-3} \text{ moles} \end{aligned}$$

Estos están en calculados en 100 cm³ y vos los querés en 1000 cm³, entonces...

$$\begin{aligned} 100 \text{ cm}^3 &\longrightarrow 2 \cdot 10^{-3} \text{ moles NaOH} \\ 1000 \text{ cm}^3 &\longrightarrow x = 0,0200 \text{ moles de NaOH} \end{aligned}$$

Entonces, en la SN concentrada la concentración de NaOH es igual a 0,02 M.

Pero el NaOH es una base fuerte, es decir, se disocia completamente...



Entonces, inicialmente, tenés una $[\text{OH}^-] = 0,02 \text{ M}$

Además te dicen que, luego de diluir, se obtiene una solución de 100 cm³ y pH = 11,6.

Sabés también que $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, por lo que el $\text{pOH} = 2,4$. Con esto podés calcular la $[\text{OH}^-]$ en la solución diluida.

$$2,4 = -\log [\text{OH}^-] \implies [\text{OH}^-] = 3,98 \cdot 10^{-3}$$

Pero están en 1000 cm³ y a vos te interesa saber cuántos hay en 100 cm³...

Entonces

$$\begin{aligned} 1000 \text{ cm}^3 &\longrightarrow 3,98 \cdot 10^{-3} \text{ moles OH}^- \\ 100 \text{ cm}^3 &\longrightarrow x = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ moles de OH}^- \end{aligned}$$

Estos últimos van a ser los moles de OH^- que tenés al final, pero también los que tenés al principio (los que aporta el agua que le pusiste son tan poquitos que se desprecian).
 Veamos, vos sabés la concentración de la SN concentrada, y ahora averiguamos los moles.
 Entonces listo...

$$\begin{array}{l} 0,0200 \text{ moles de } \text{OH}^- \longrightarrow 1000 \text{ cm}^3 \\ 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ moles de } \text{OH}^- \longrightarrow \underline{x = 19,9 \text{ cm}^3} \end{array}$$

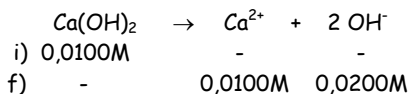
9) En el punto anterior vimos que la $[\text{OH}^-]$ de la solución concentrada era de 0,0200 M.
 Con esta podemos sacar el pOH.

$$\text{pOH} = -\log 0,0200 = 1,69$$

Entonces

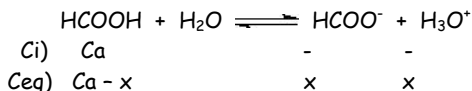
$$\begin{array}{l} 1,69 + \text{pH} = 14 \\ \underline{\text{pH} = 12,31} \end{array}$$

10) El carácter básico de una solución está dado por la $[\text{OH}^-]$, a mayor $[\text{OH}^-]$, mayor carácter básico. Como el $\text{Ca}(\text{OH})_2$ es una base fuerte, se disocia totalmente:



Como ambas soluciones tienen la misma $[\text{OH}^-]$, la respuesta correcta es la b) igual

11) Empecemos por plantear la ecuación de disociación del ácido fórmico, que es un ácido débil:



Y ahora planteamos la constante de disociación:

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} = \frac{x^2}{\text{Ca} - x}$$

Nos piden calcular la concentración molar de la base conjugada del ácido fórmico, tengan mucho cuidado en esta parte, no nos piden la concentración del ácido fórmico, nos piden la concentración de su base conjugada, es decir $[\text{HCOO}^-] = x$.
 Y el valor de x lo despejamos de uno de los datos, el pH.

$$x = [\text{HCOO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,39} = \underline{4,07 \cdot 10^{-3} \text{ M}}$$

12) Acá me están pidiendo la concentración molar inicial del ácido, es decir C_a ; que voy a despejar de la ecuación de disociación del ácido. Pero para ello antes debemos despejar el valor de K_a del dato, que es el $\text{p}K_a$.

$$K_a = 10^{-\text{p}K_a} = 10^{-3,77} = 1,698 \cdot 10^{-4}$$

$$C_a = \frac{x^2}{K_a} + x = \frac{(4,07 \cdot 10^{-3})^2}{1,698 \cdot 10^{-4}} + 4,07 \cdot 10^{-3} = \underline{0,102 \text{ M}}$$

13) Para hallar la constante de disociación de la base conjugada del ácido fórmico, utilizamos la siguiente ecuación:

$$K_a \cdot K_b = K_w$$

$$\text{Por lo tanto } K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,698 \cdot 10^{-4}} = \underline{5,89 \cdot 10^{-11} \text{ Rta}}$$

Ejercicio 4

Con una cierta cantidad de cloruro de amonio (NH_4Cl) y 0,400 mol de amoníaco (NH_3) se prepara 0,500 L de solución reguladora de $\text{pH}=10,10$. Datos: $\text{p}K_b(\text{NH}_3) = 4,74$; $K_w = 1,00 \times 10^{-14}$.

14) Calcular la molaridad del cloruro de amonio en la solución.

15) A la solución reguladora anterior se le agregan 0,030 mol de ácido fuerte, sin cambio de volumen. Indicar si el valor de la relación [base] / [ácido] aumenta, disminuye o no cambia. Justificar.

16) Indicar si las proteínas son biopolímeros formados por unión de: a) gran cantidad de monosacáridos, b) 3 a 5 aminoácidos, c) 10 a 15 de monosacáridos, d) gran número de aminoácidos.

Resolución

14) Éste es un problema de soluciones reguladoras, para resolverlo utilizaremos la Ecuación de Henderson :

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{C_b}{C_a}$$

Sabiendo que $\text{p}K_a + \text{p}K_b = \text{p}K_w = 14$, despejo el valor de $\text{p}K_a$.

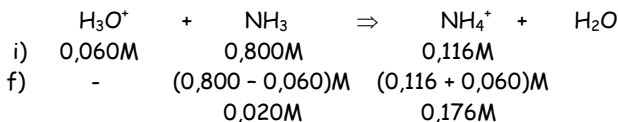
$$\text{p}K_a = 14 - \text{p}K_b = 14 - 4,74 = 9,26$$

$$C_b = [\text{NH}_3] = \frac{\text{moles de NH}_3}{V (\text{dm}^3)} = \frac{0,400 \text{ mol}}{0,500 \text{ dm}^3} = 0,800 \text{ M}$$

De la ecuación de Henderson despejamos C_a , es decir $[\text{NH}_4\text{Cl}]$

$$C_a = \frac{C_b}{10^{\text{pH}-\text{pK}_a}} = \frac{0,800 \text{ M}}{10^{10,10-9,26}} = \underline{0,116 \text{ M}}$$

15) Si a la solución reguladora anterior le agrego un ácido fuerte, éste se disociará totalmente, y $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{ácido fuerte}] = c = 0,030 \text{ mol} / 0,500 \text{ dm}^3 = 0,060 \text{ M}$. Ahora actuará la base del sistema regulador para neutralizar a los H_3O^+ producidos :



Antes de agregarle el ácido fuerte, $[\text{base}] / [\text{ácido}] = 0,800\text{M} / 0,116\text{M} = 6,90$

Después de agregarle el ácido fuerte, $[\text{base}] / [\text{ácido}] = 0,020\text{M} / 0,176\text{M} = 0,114$

Por lo tanto la respuesta es $[\text{base}] / [\text{ácido}]$ disminuye.

16) Las proteínas son un grupo de biopolímeros que tienen como monómeros a los aminoácidos. Pero para que sea una proteína no basta con pocos aminoácidos, sino que debe estar formada por gran número de ellos.

En consecuencia la opción correcta es la d) gran número de aminoácidos.

Para terminar, te pongo dos ejercicios más. No los resuelvo, sólo pongo las respuestas, así podés chequear si los hiciste bien. Si no te salen, volvé a leer el capítulo y a mirar los ejemplos resueltos.

EJERCICIOS PROPUESTOS

1) Se prepara una solución acuosa disolviendo 0,140 moles de ácido nitroso, hasta un volumen final de 200 cm^3 . Dato: $\text{pK}_a = 5,1 \times 10^{-4}$.

- Escribir la ecuación de ionización de dicho ácido en agua
- Calcular la concentración de la base conjugada en el equilibrio
- Calcular el pH de la solución

Respuestas: a) $\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NO}_2^- + \text{H}_3\text{O}^+$; b) $[\text{NO}_2^-] = 0,019 \text{ M}$; c) $\text{pH} = 1,73$

2) Se tiene una solución reguladora de $\text{pH} = 4,00$ formada por ácido propiónico (HPr , $K_a = 2,51 \times 10^{-5}$) y su sal de sodio.

- Calcular la relación de concentraciones correspondiente al par ácido base conjugado
- Indicar si dicha relación de concentración aumenta, disminuye o permanece constante al agregar a la solución 10^{-3} mol de HCl (sin variación de volumen)
- Escribir la ecuación de la reacción que se produce cuando se agrega una pequeña cantidad de ácido nítrico a la solución

Respuestas: a) $C_b/C_a = 0,251$; b) permanece constante; c) $\text{Pr}^- + \text{HNO}_3 \leftrightarrow \text{HPr} + \text{NO}_3^-$

FIN EQUILIBRIO ACIDO - BASE

QUÍMICA ORGÁNICA

La química orgánica estudia la química de los **compuestos de carbono**. Existen muchísimos compuestos que poseen en sus moléculas átomos de este tipo. Los átomos de carbono pueden unirse entre sí hasta grados imposibles para los átomos de cualquier otro elemento. Pueden formar cadenas de miles de átomos o anillos de todos los tamaños, estos anillos o cadenas pueden tener ramificaciones. Además, pueden unirse con otros átomos; principalmente hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, halógenos (F, Cl, Br, I) y otros elementos.

Existen moléculas orgánicas, que poseen miles de átomos de carbono, que tienen estructuras muy complejas. Por lo tanto, no es sorprendente que los compuestos orgánicos tengan lugar en el estudio de su química separado de los compuestos inorgánicos.

La base de la química orgánica, es el estudio de la estructura y distribución espacial de los distintos átomos que forman a los compuestos orgánicos. Primero, veremos las estructuras de los compuestos que sólo tienen en sus moléculas, átomos de carbono e hidrógeno unidos covalentemente llamados: **hidrocarburos**. Los hidrocarburos se dividen en dos clases principales: **alifáticos y aromáticos**. A su vez, los alifáticos se subdividen en: alcanos, alquenos, alquinos, alifáticos cíclicos.

Hidrocarburos alifáticos

Alcanos

Son hidrocarburos saturados ya que todas sus uniones carbono - carbono (C-C) son covalentes simples; **poseen el máximo número posible de hidrógenos**.

Su fórmula molecular es: C_nH_{2n+2} . El nombre de los alcanos termina en " ano " y según el número de carbonos que posean se los nombra:

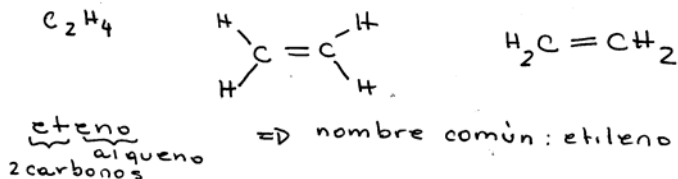
met - et - prop - but - pent - hex - hept - oct - non - dec - etc ano

Por lo tanto, el primer alcano y el más simple de los compuestos orgánico, es el hidrocarburo que presenta en su molécula un solo átomo de carbono

Si n = 1	$C_1H_{2 \cdot 1 + 2}$	CH ₄	metano
Si n = 2	$C_2H_{2 \cdot 2 + 2}$	C ₂ H ₆	etano
Si n = 3	$C_3H_{2 \cdot 3 + 2}$	C ₃ H ₈	propano
Si n = 10	$C_{10}H_{2 \cdot 10 + 2}$	C ₁₀ H ₂₂	decano

Alquenos

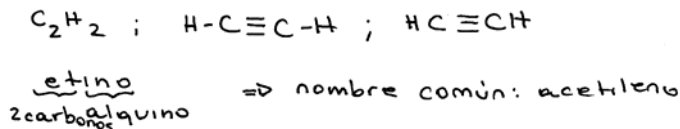
Su nombre termina en " eno ". El miembro más sencillo de la familia de los alquenos es el eteno.



Son hidrocarburos no saturados. Poseen, por lo menos, un doble enlace carbono-carbono ($C = C$). Tienen menos hidrógenos que los alcanos de igual número de carbonos.

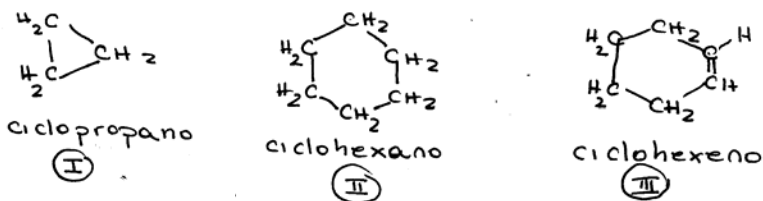
Alquinos

Son hidrocarburos no saturados. Se caracterizan por tener un enlace triple carbono-carbono. Su nombre termina en "ino". El primer miembro de la familia de los alquinos es el etino.



Alifáticos cíclicos:

En estos hidrocarburos, los átomos de carbono forman anillos. También se los llama: hidrocarburos **alícíclicos**. Se los nombra anteponiendo la palabra "ciclo" al nombre del hidrocarburo de cadena abierta correspondiente.



Son hidrocarburos no saturados; ya que no poseen el número máximo de hidrógenos posibles.

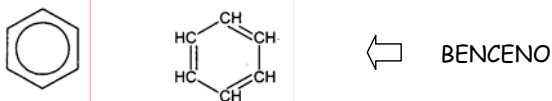
* El compuesto I, C_3H_6 , posee 2 hidrógenos menos que el alcano de tres carbonos (propano, C_3H_8). Tiene una insaturación.

* El compuesto II, C_6H_{12} , posee 2 hidrógenos menos que el hexano C_6H_{14} . El ciclohexano posee una insaturación

* El compuesto III, además de un ciclo posee un doble enlace. Su fórmula molecular es C_6H_{10} , tiene cuatro hidrógenos menos que el alcano de seis carbonos. Tiene dos insaturaciones (una se cuenta como el ciclo y la otra es el doble enlace).

Hidrocarburos aromáticos:

Poseen una química muy particular. Están representados por el benceno y los compuestos de comportamiento químico similar. La molécula de benceno es un anillo de fórmula molecular: C_6H_6 . Posee cuatro insaturaciones (ocho hidrógenos menos que el alcano de seis carbonos). Podemos representar a la molécula de las siguientes formas:



Las tres dobles ligaduras que presenta son muy particulares. Los seis átomos de carbono e hidrógeno que posee la molécula, son químicamente iguales y están dispuestos en un mismo plano. Los dobles enlaces no están localizados en ningún carbono en particular, es por ese motivo que se los indica con un círculo en medio de un hexágono regular. Se dice que están " resonando ".

Grupos alquilo:

Los compuestos orgánicos pueden estar " ramificados "; o sea, poseer sustituyentes en la cadena principal. Si estos sustituyentes son derivados de los alcanos, se los nombra según el número de carbonos que tengan reemplazando la terminación " ano " por " ilo ". Por ejemplo:

-CH₃ metilo

-CH₂-CH₃ etilo

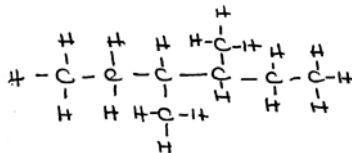
-CH₂-CH₂-CH₃ propilo

-CH₂-CH₂-CH₂-CH₃ butilo , etc

Ejemplo: Escribir la FÓRMULA DESARROLLADA y nombrar el compuesto.

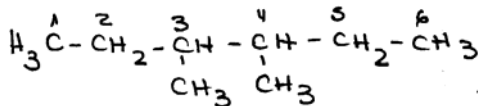
a) $CH_3-CH_2-CH(CH_3)-CH(CH_3)-CH_2-CH_3$

Los grupos entre paréntesis indican esa ramificación en ese carbono. Otra forma de escribir el compuesto sería su fórmula desarrollada:



Fijate que tiene sentido. Si contás el número de hidrógeno en cada carbono: hay en total 4 " cosas " unidas a cada átomo de carbono. El hidrocarburo propuesto posee 8 carbonos y 18 hidrógenos, C_8H_{18} es un alcano. (Tiene el máximo número de hidrógenos

posibles para un hidrocarburo de ocho carbonos). La cadena más larga tiene seis carbonos; si numeramos de izquierda a derecha los carbonos tendremos:



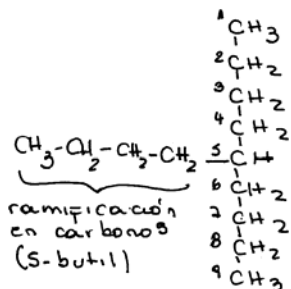
Esta cadena de seis carbonos tiene dos grupos metilo ($-\text{CH}_3$) ubicados (unidos) uno en el carbono 3 y el otro en el carbono 4. La cadena más larga le da el nombre al hidrocarburo y como se trata de un alcano, el compuesto se nombrará como un hexano sustituido.

Hexano que tiene dos sustituyentes iguales ($-\text{CH}_3$) \Rightarrow dimetil en el carbono 3 y 4 \Rightarrow 3,4 - dimetil.

Entonces el nombre IUPAC del compuesto es 3,4-dimetilhexano.

b) $(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2)_3\text{-CH}$

Fórmula molecular: $\text{C}_{13}\text{H}_{28}$; alcano; hidrocarburo saturado. Podemos escribirlo de la siguiente manera:



Observen que el compuesto es simétrico con respecto al carbono que tiene unido un sólo hidrógeno (carbono 5). Por lo tanto, lo podemos numerar comenzando de cualquier extremo.

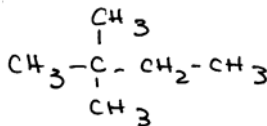
El compuesto se llama 5-butilnonano.

c) $\text{CH}_3-\text{C}(\text{CH}_3)_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

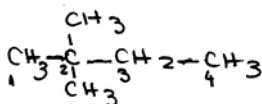
Hay dos ramificaciones con un metilo en el carbono 2 empezando desde la izquierda. Por eso el subíndice ($)_2$.

Fórmula molecular: C_6H_{14}

Alcano, hidrocarburo saturado.



La cadena más larga posee cuatro carbonos y tiene dos ramificaciones como los sustituyentes deber llevar el menor número posible, numeramos a los carbonos de izquierda a derecha.



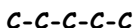
Los dos grupos metilo (-CH₃) están unidos al carbono dos. Si al compuesto lo hubiésemos numerado de derecha a izquierda, los -CH₃ resultarían unidos al carbono tres. Entonces:

- a) cadena más larga: $\left[\text{H}_2\text{C} - \overset{\text{CH}_3}{\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \right]$
- b) nombre de la cadena más larga: butano
- c) nombre IUPAC del compuesto: 2,2-dimetilbutano

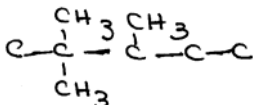
Ejemplo: Dado el NOMBRE DEL HIDROCARBURO Escribir la fórmula desarrollada

a) 2,2,3 - trimetilpentano

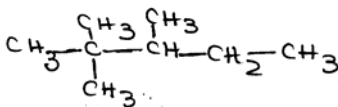
Lo más fácil acá es escribir primero la "base" de la cadena más larga: en este caso un alcano de 5 (pent) carbonos.



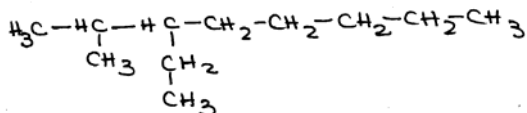
Después escribís las ramificaciones: 3 metilos, dos en el carbono 2 (2, 2) y uno en el carbono 3.



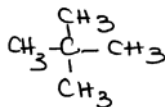
Y después completás los hidrógenos: necesarios para que haya 4 cosas alrededor de cada carbono.



b) 3-etil-2-metiloctano



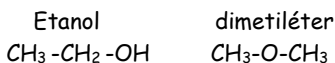
c) dimetilpropano



ISOMERIA

El etanol tiene fórmula molecular C_2H_6O , es líquido a temperatura ambiente y su punto de ebullición es de $78^\circ C$. Además es un compuesto bastante reactivo. El dimetiléter tiene la misma fórmula molecular (C_2H_6O) pero es un gas a temperatura ambiente (punto de ebullición - $24^\circ C$) y no es tan reactivo como el etanol.

A pesar de tener la misma fórmula molecular, estos dos compuestos son distintos ya que poseen propiedades físicas y químicas muy diferentes. Estas diferencias son debidas a que sus moléculas tienen distinta estructura.



Estos dos compuestos son entre sí **isómeros**. Entonces:

Isómeros: son compuesto diferentes que tienen la misma fórmula molecular.

Los isómeros contienen igual número de la misma clase de átomos pero están unidos entre si de maneras distintas. Los isómeros son compuestos diferentes porque tienen estructuras moleculares distintas. Estas diferencias, en la estructura molecular genera propiedades distintas, como por ejemplo las mencionadas del etanol y del dimetileter. En algunos casos la diferencia estructural y entonces las propiedades físicas y/o químicas son tan marcadas que los isómeros se clasifican en familias químicas diferentes. Como por ejemplo: el alcohol etílico y el dimetileter.

En otros casos, la diferencia estructural es tan sutil que sólo puede describirse utilizando modelos tridimensionales. (Para observar la orientación espacial de los distintos átomos que forman a la molécula). En el primer caso la isomería será: **plana o de estructura**. En el segundo caso la isomería será **espacial**.

ISOMERIA PLANA

Isómeros de cadena: difieren en la cadena carbonada.

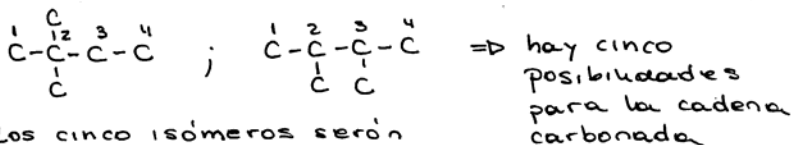
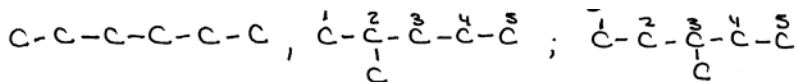
Isómeros de posición: tiene igual cadena carbonada pero difieren en la posición del grupo funcional.

Isómeros de función: tienen distintos grupos funcionales. Un ejemplo sería un aldehído y una cetona de igual número de carbonos. Ejemplo: n-butanal y butanona (C_4H_8O)

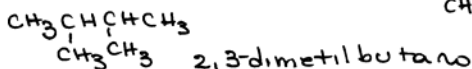
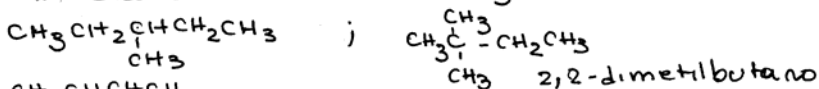
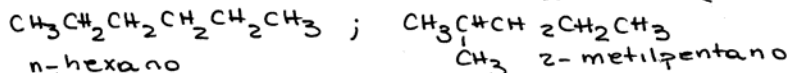


Ejemplo: DADA LA FORMULA MOLECULAR C_6H_{14} ESCRIBIR LAS FÓRMULAS SEMIDESARROLLADAS Y NOMBRAR TODOS LOS ISÓMEROS.

Como la fórmula molecular solo tiene carbono e hidrógeno, el compuesto es un hidrocarburo; además está saturado. (C_nH_{2n+2} ; C_6H_{14}). Por lo tanto, tenemos que escribir cinco isómeros de un alcano que tiene seis carbonos. Como no hay grupos funcionales, todos los isómeros serán de cadena.

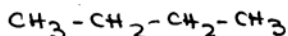


Los cinco isómeros serán

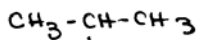


b) ESCRIBIR LAS ESTRUCTURAS DE LEWIS de los isómeros de fórmula C_4H_{10}

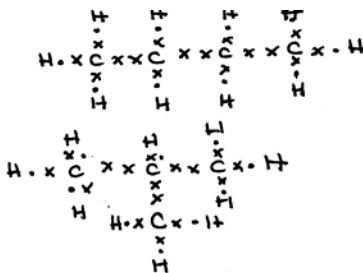
Acá pasa lo mismo que antes: es un hidrocarburo sin grupos funcionales ni insaturaciones. Todos los isómeros serán de cadena.



n-butano



metilpropano



Y listo. No hay más isómeros posibles.

ISOMERÍA ESPACIAL

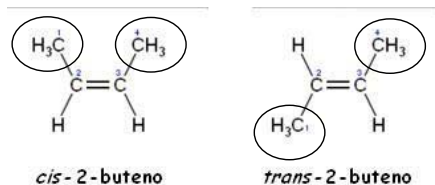
Son los tipos de isómeros que se diferencian entre sí por la distribución espacial de los sustituyentes. Existen dos tipos.

Isomería geométrica (o cis-trans)

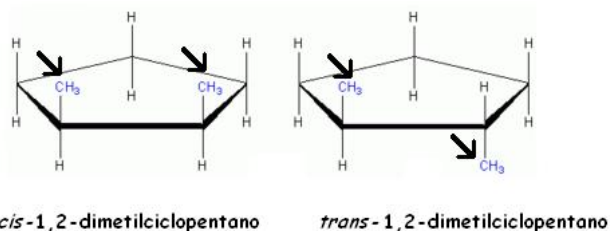
Es un tipo de isomería de los alquenos y cicloalcanos. Se distingue entre el isómero

cis, en el que los sustituyentes están en el mismo lado del doble enlace o en la misma cara del cicloalcano, y el isómero **trans**, en el que están en el lado opuesto del doble enlace o en caras opuestas del cicloalcano.

En los alquenos...



En los cicloalcanos...



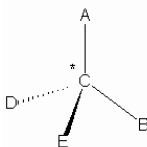
Isomería óptica

Esta es un poco más difícil de entender. Lo que tenés que saber es que si tenés dos isómeros ópticos y con un aparato hacés pasar un haz de luz por sobre ellos, uno va a hacer que la luz gire hacia la derecha (isómero dextrógiro) y el otro va a hacer que la luz gire hacia la izquierda (isómero levógiro). ¿ Por qué pasa esto ? Las moléculas que forman isómeros ópticos son casi iguales... pero **no del todo**: son imágenes especulares. Mirá este ejemplo con las manos...

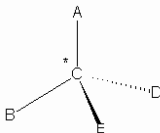


... lo mismo pasa con los isómeros ópticos.

Fijate en esta molécula...



El carbono central está unido a **4 cosas distintas**, y por eso se dice que es **asimétrico o quiral** y se lo marca con un *****. Solo las moléculas con carbonos asimétricos pueden presentar isomería óptica. El isómero óptico de esta molécula, su imagen especular, es este...



No te confundas: estas dos moléculas parecen iguales pero son distintas, igual que pasaba con las manos.

Todas las moléculas que tengan carbonos asimétricos o quirales van a presentar actividad óptica, o sea, todas van a girar la luz hacia un lado u otro (no tenés que saber hacia qué lado, no te preocupes !).

Si te toman este tema, lo que van a hacer es darte muchos compuestos orgánicos y que elijas cuál presenta actividad óptica. ¿ Qué tenés que hacer ? Tenés que buscar la molécula que posea un **carbono asimétrico**, y marcarlo con un asterisco. Esa molécula va a ser quiral y va a presentar actividad óptica.

Aclaración: este tema es muy complejo y en la facultad se ve en un cuatrimestre entero sólo isomería óptica. Los tipos saben que no te pueden tomar algo muy compliqueti, así que vos sabete como identificar carbonos asimétricos y que ellos presentan isomería óptica. Punto. Al final del capítulo, en los ejercicios de parciales, vamos a ver cómo tenés que resolverlos.

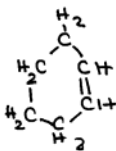
Ejemplo: PARA CADA HIDROCARBURO ESCRIBIR LAS FÓRMULAS SEMIDESARROLLADAS. INDICAR CUÁLES SON SATURADOS Y CUÁLES NO.

a) **propano** $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_3$

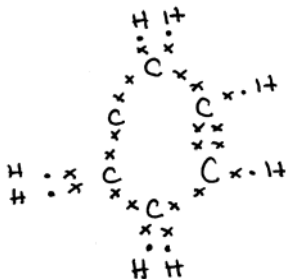
Tiene 3 carbonos e hidrógenos. nro de H = $2n + 2$; $n = 3$ nro de H = 8 Es un hidrocarburo saturado.

b) **butadieno** $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$

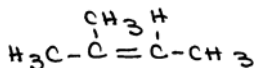
c) **ciclohexeno**



Acá la insaturación puede ir en cualquier lado.



d) metil-2-buteno

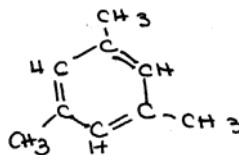


Acá hay un doble enlace, entonces se trata de un hidrocarburo insaturado.

e) 1,3,5-trimetilbenceno

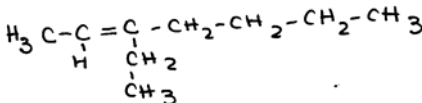
Acá hay 4 insaturaciones: el anillo y 3 más.

Es un compuesto insaturado.



f) 3-etil-2-hepteno

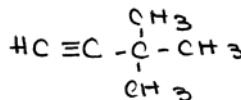
Acá hay una insaturación.



g) 3,3-dimetil-1-butino

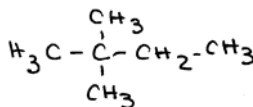
"ino" significa triple enlace.

Acá hay 2 insaturaciones, las dos del triple enlace.



h) 2,2-dimetilbutano

Acá no hay ninguna insaturación

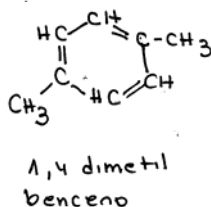
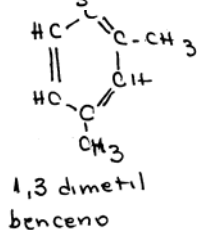
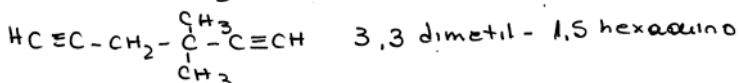
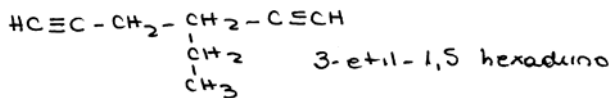


Ejemplo: ESCRIBIR LAS FÓRMULAS SEMIDESARROLLADAS Y NOMBRAR
TODOS LOS HIDROCARBUROS AROMÁTICOS ISÓMEROS DE C_8H_{10}

C_8H_{10} . En este caso son cuatro las insaturaciones. Esto puede lograrse de muchas maneras:

$\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$ 1, 3, 5, 7 - octatetraeno.

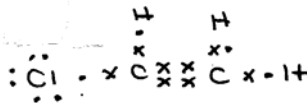
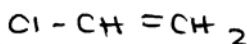
Y también todas las variantes que se te ocurran a estos compuestos lineales.



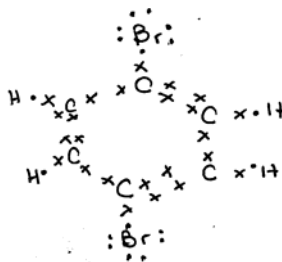
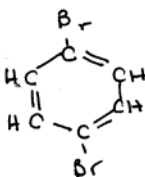
Y, si usás la imaginación seguro que se te ocurren un montón más.

Ejemplo: ESCRIBIR LA FÓRMULA PARA LOS SIGUIENTES COMPUESTOS HALOGENADOS. ESCRIBIR LA ESTRUCTURA DE LEWIS

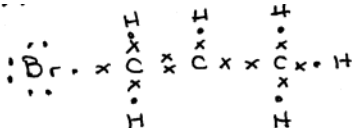
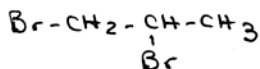
a) cloroeteno



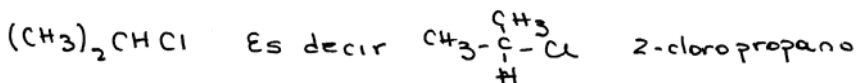
b) para-dibromobenceno



c) 1,2 -dibromopropano



d) $(\text{CH}_3)_2\text{-CHCl}$



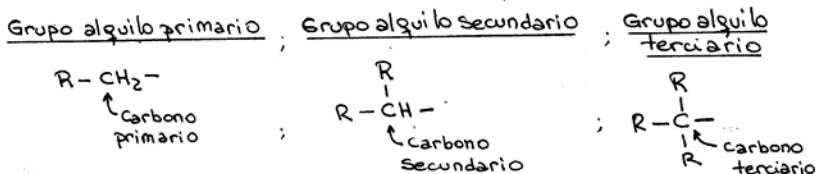
Alcoholes:

Todos los alcoholes contienen al grupo funcional hidroxilo ($-OH$), el cual, determinará las propiedades químicas características de esta familia. Se nombran igual que los alcanos de los que derivan, reemplazando la terminación "ano" por "ol"; pero se elige como cadena principal a la que contenga al grupo funcional $-OH$ que llevará además el número más bajo posible.

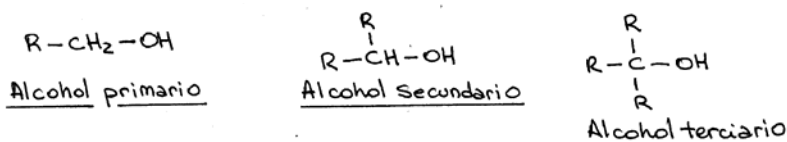
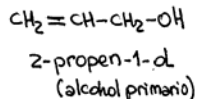
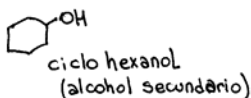
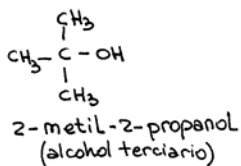
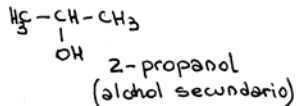
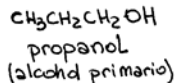
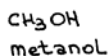
La fórmula molecular general de los alcoholes es: ROH . Donde R puede ser cualquier grupo alquilo e incluso puede estar sustituido. El grupo alquilo puede ser primario, secundario o terciario, puede ser una cadena abierta o cerrada (un ciclo), puede contener un doble enlace, un anillo aromático, uno o más átomos de halógeno o grupos hidroxilos adicionales.

Que un grupo alquilo sea primario, secundario o terciario dependerá de que el carbono en cuestión esté unido a uno, dos o tres carbonos adicionales respectivamente.

Por lo tanto si el grupo $-OH$ está unido a un grupo alquilo primario, secundario o terciario, resultarán alcoholes primarios, secundarios o terciarios respectivamente.



Entonces, si el grupo $-OH$ está unido a un grupo alquilo primario, secundario o terciario, resultarán alcoholes primarios, secundarios o terciarios respectivamente

Ejemplos de $R-OH$:

Nota: Si el grupo hidroxilo (-OH) está unido directamente a un anillo aromático, no se trata de un alcohol. En ese caso el compuesto será un fenol.

Aldehídos y Cetonas

Los aldehídos y cetonas son compuestos que contienen en su molécula al grupo carbonilo (C=O)

La fórmula molecular general de los aldehídos es:

$$\begin{array}{c} \text{R} \\ \diagdown \\ \text{C}=\text{O} \\ \diagup \\ \text{H} \end{array}$$

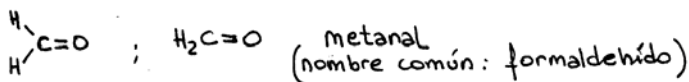
La fórmula molecular general de las cetonas es:

$$\begin{array}{c} \text{R} \\ \diagdown \\ \text{C}=\text{O} \\ \diagup \\ \text{R}' \end{array}$$

Donde los grupos R y R', pueden ser alifáticos o aromáticos.

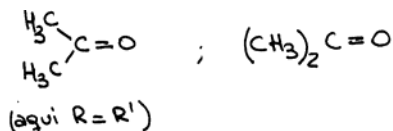
También R puede ser igual a R'.

Nomenclatura: Se elige como cadena principal a la cadena continua más larga que contenga al grupo carbonilo; además el C=O debe llevar el número más bajo posible; uno (1) en el caso de los aldehídos. Si son alifáticos, se nombran igual que los alcanos de los que derivan reemplazando la terminación "ano" por "al" en el caso de los aldehídos y por "ona" en el caso de las cetonas. El aldehído más sencillo es el de un solo carbono, en este caso, R es igual a H.

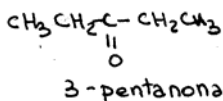
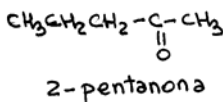
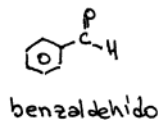
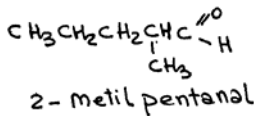
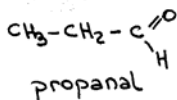


La cetona alifática más sencilla es:

propanona
(nombre común: acetona)

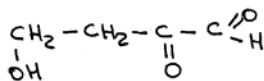


Ejemplos de aldehídos y cetonas



En la nomenclatura el grupo aldehído (RCHO) prevalece sobre la cetona (R_2CO) y esta sobre el alcohol (ROH).

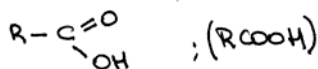
Por ejemplo:



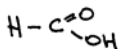
4-ol-2-cetobutanal.

Ácidos carboxílicos

Son compuestos orgánicos que tienen bastante acidez. Los ácidos carboxílicos contienen en su molécula al grupo carboxilo ($-\text{COOH}$). Se nombran como ácidos y su nombre termina en "oico". La fórmula molecular general es:



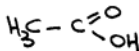
R puede ser un hidrógeno, un grupo alquilo alifático o un grupo aromático.



Ácido metanoico

(nombre común:
ácido fórmico).

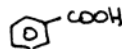
$$(K_a = 1,70 \cdot 10^{-4})$$



Ácido etanoico

(nombre común:
ácido acético).

$$(K_a = 1,82 \cdot 10^{-5})$$

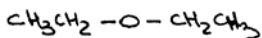


ácido benzoico

$$(K_a = 6,31 \cdot 10^{-5})$$

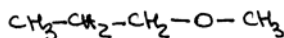
Eteres:

Los éteres son compuestos de fórmula general: $\text{R-O-R}'$ donde R y R' pueden ser dos grupos alquilo, o dos aromáticos o un anillo aromático y un grupo alquilo (sustituido o no). Si R es igual a R' el éter será simétrico. Para nombrarlos se indican los dos grupos unidos al oxígeno seguido por la palabra éter. Ejemplos:

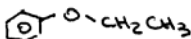


dietiléter

($\text{R} = \text{R}'$; éter simétrico)



metil-propil éter



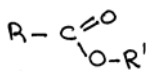
etil feniléter

(Nombre común:
Fenetol)

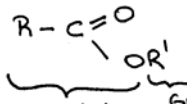
Nota: cuando el benceno está como sustituyente, se lo denomina: grupo "fenilo"



Esteres: Son derivados funcionales de los ácidos carboxílicos. Su fórmula molecular general es :



Donde :



Generalmente
R' es Alifático

Ejempl

carboxilato Grupo alquilo

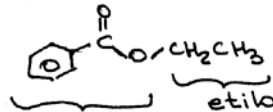
deriva del ácido
carboxílico correspondiente.

deriva del metilo
ácido acético

⇒ Acetato de metilo.

IUPAC: ácido etanoico

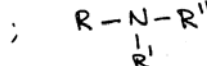
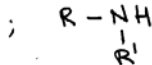
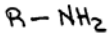
⇒ Etanoato de metilo



deriva del
ácido benzoico
(C₆H₅COOH)

⇒ Benzoato de etilo

Aminas: La fórmula molecular de las aminas es:

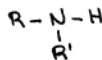


R, R' y R'' pueden ser alifáticas o aromáticas. Las aminas serán "primarias", "secundarias" o "terciarias" dependiendo del número de grupos "R" unidos al nitrógenos. Donde R, R' y R'' pueden ser iguales o distintos.

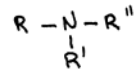
Amina primaria



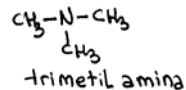
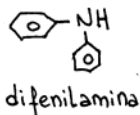
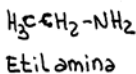
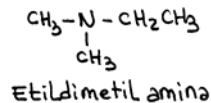
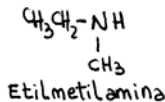
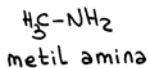
Amina secundaria



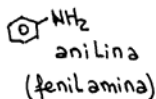
Amina terciaria



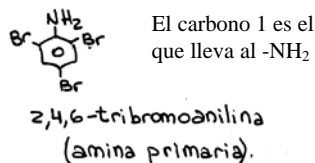
Ejemplos:



Nota: Las aminas aromáticas, donde el nitrógeno está directamente unido a un anillo aromático, se las nombra como derivados de la más sencilla de ellas; la anilina \Rightarrow

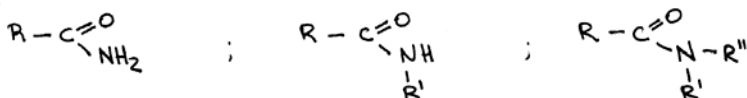


por ejemplo:



Amidas:

Igual que los ésteres, las amidas son derivados funcionales de los ácidos carboxílicos. Su fórmula molecular general es:

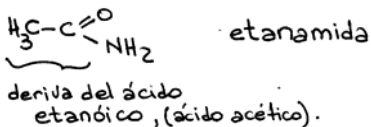


En las amidas el $-OH$ del grupo carboxílico es reemplazado por $-NH_2$; donde los hidrógenos del nitrógeno pueden estar sustituidos (R' y R'')

El grupo R (igual que en los ácidos carboxílicos) puede ser alifático o aromático; mientras que R' y R'' en general son alifáticos.

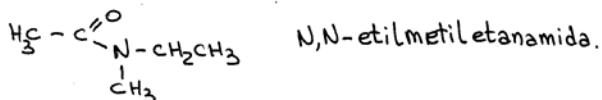
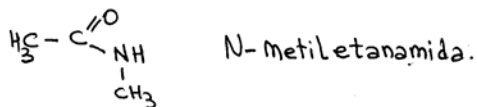
Nomenclatura: Si el grupo NH_2 no está sustituido, se nombran reemplazando la terminación "oico" del ácido por "amida" y eliminando la palabra ácido.

Ejemplo:

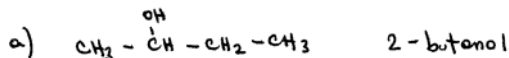


Si N está sustituido, primero se nombran sus sustituyentes

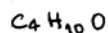
Por ejemplo:

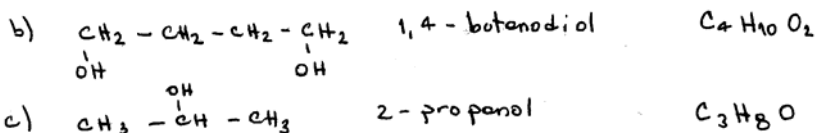


Ejemplo: NOMBRAR LOS SIGUIENTES COMPUESTOS. INDICAR CUALES DE ELLOS SON ISOMEROS ENTRE SI.



Fórmula molecular:





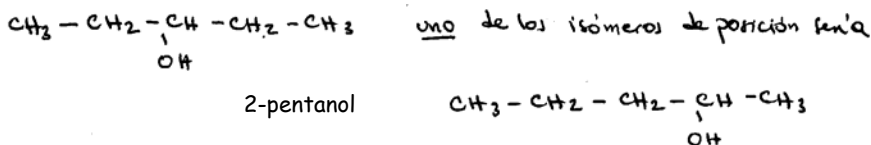
Escribir las fórmulas moleculares viene bien porque facilita la tarea de determinar cuales son los isómeros. La primer condición que estos compuestos tienen que cumplir para ser isómeros es tener la misma fórmula molecular.

Así que a) y d) son isómeros de **función** (uno es un alcohol y el otro un éter).

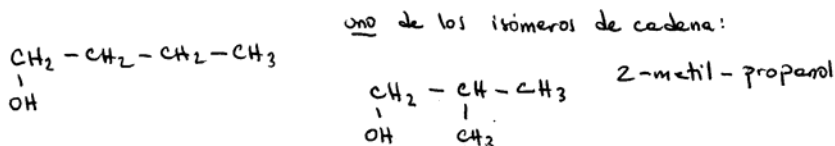
c) y e) son isómeros de **posición** (los dos son alcoholes pero el grupo funcional está en carbonos diferentes)

Ejemplo: ESCRIBIR LAS FÓRMULAS SEMIDESARROLLADAS DE LOS SIGUIENTES COMPUESTOS Y LA DE SUS ISOMEROS REQUERIDOS.

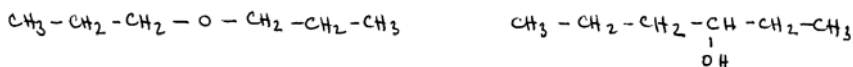
a) 3-pentanol



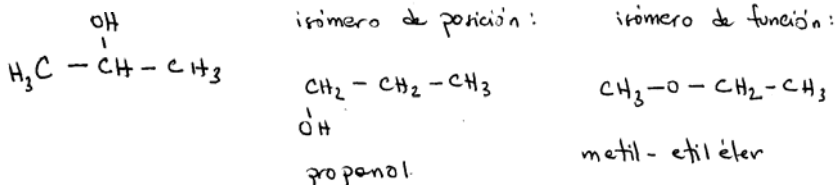
b) 1-butanol

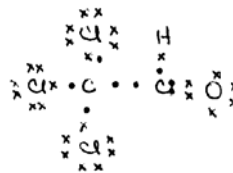


c) dipropileter. Un isómero de función sería:



d) un alcohol secundario de fórmula $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$



Ejemplo: NOMBRAR LOS SIGUIENTES COMPUESTOSa) $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH=O}$ 2- butenalb) $\text{CCl}_3\text{-CH=O}$ 1,1,1 - tricloroetanalc) $\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{C}^{\text{O}} \\ | \\ \text{OH} \end{array}$ 3-propanal**Ejemplo: PARA CADA COMPUESTO ESCRIBIR LA FORMULA SEMIDESARROLLADA.**

NOMBRAR EL COMPUESTO. INDICAR SI PUEDE TENER ISOMEROS

Alcano:Fórmula semidesarrollada: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$

Nomenclatura: pentano

Puede presentar isómero de: cadena (extender la cadena o acortarla), de posición (por ejemplo en vez que sea lineal agregar ramificaciones), de función (un alqueno).

Alqueno:Fórmula semidesarrollada: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH=CH}_2$

Nomenclatura: penteno

Puede presentar isómero de: cadena (extender la cadena o acortarla), de posición (cambiar de posición el doble enlace), de función (un alcano).

Alquino:Fórmula semidesarrollada: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}\equiv\text{CH}_2$

Nomenclatura: pentino

Puede presentar isómero de: cadena (extender la cadena o acortarla), de posición (cambiar de posición el triple enlace), de función (un alcano).

Alcoholes:Fórmula semidesarrollada: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$

Nomenclatura: pentanol

Puede presentar isómero de: cadena (extender la cadena o acortarla), de posición (cambiar de posición el OH), de función (un éter).

Éter:Fórmula semidesarrollada: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OCH}_2\text{-CH}_3$

Nomenclatura: propileteter

Puede presentar isómero de: cadena (extender la cadena o acortarla), de posición, de función (un alcohol).

Aldehído:

Fórmula semidesarrollada: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-}\overset{\text{H}}{\underset{|}{\text{C}}}\text{=O}$

Nomenclatura: pentanal

Puede presentar isómero de: cadena (extender la cadena o acortarla), de función (una cetona).

Cetona:

Fórmula semidesarrollada: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-}\overset{\text{O}}{\underset{\text{CH}_3}{|}}\text{C=O}$

Nomenclatura: pentanona

Puede presentar isómero de: cadena (extender la cadena o acortarla), de posición o de función (un aldehído).

Ácido:

Fórmula semidesarrollada: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH}$

Nomenclatura: ácido pentanoico

Puede presentar isómero de: cadena (extender la cadena o acortarla), de posición, de función (un éster).

Ester:

Fórmula semidesarrollada: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-}\overset{\text{O}}{\underset{\text{OCH}_3}{|}}\text{C=O}$

Nomenclatura: butanoato de metilo. Puede presentar isómero de: cadena (extender la cadena o acortarla), de posición, de función (un ácido).

Amida

Fórmula semidesarrollada: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-}\overset{\text{NH}_2}{\underset{|}{\text{C}}}\text{=O}$

Nomenclatura: pentanamida

Puede presentar isómero de: cadena (extender la cadena o acortarla), de posición, de función (un ácido, un éster).

Amina primaria

Fórmula semidesarrollada: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-NH}_2$

Nomenclatura: pentanamina

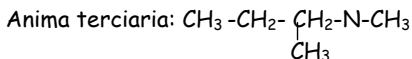
Puede presentar isómero de: cadena (extender la cadena o acortarla), de posición, de función (un ácido, un éster).

Amina secundaria y terciaria:

Para estos casos tenés que unir al N otros grupos alquílicos, por ejemplo:

Amina secundaria: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-}\overset{\text{NH}}{\underset{\text{CH}_3}{|}}\text{-CH}_2\text{-}$

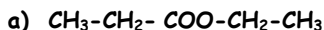
Nomenclatura: butilmetilamina

**Nitrilo:**

Fórmula semidesarrollada: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-C}\equiv\text{N}$

Nomenclatura: pentanonitrilo

Puede presentar isómero de: cadena (extender la cadena o acortarla), de posición, de función (un ácido, un éster).

Ejemplo:**NOMBRAR AL COMPUESTO. ESCRIBIR LA FÓRMULA DE UN ISÓMERO DE FUNCIÓN.**

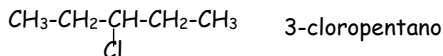
Fijate que este compuesto tiene un grupo funcional éster. Entonces para nombrarlo ya podés decir que va a ser un ...ato de ...ilo. En este caso es: **propanoato de etilo**. Un isómero de función podría ser un ácido, por ejemplo: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH}$ Que se llama: **ácido pentanoico**.

b) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CHO}$ ¿ Cómo se llama esto ? Fijate que el grupo funcional es un aldehído. Contás el número de carbonos de la cadena principal: son 4. Hay una ramificación en el carbono 2 (el metilo que está entre paréntesis). Entonces esto es: **2-metilbutanal**.

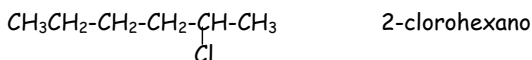
Un isómero de función podría ser una cetona, por ejemplo: $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-COCH}_3$. Esto es **2-metil-3-butanona**.

NOMBRAR AL COMPUESTO $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}(\text{Cl})\text{-CH}_3$. ESCRIBIR LA FÓRMULA DE UN ISÓMERO DE CADENA Y UNO DE POSICION

Un isómero de posición sería cambiar de lugar el Cl:



Los isómeros de cadena difieren en la cadena carbonada entonces solo tenés que agregar un carbono al compuesto propuesto inicialmente:

**d) Nombrar 2 Isómeros de función de C_4H_6**

Fijate que no se trata de un alcano, ya que no se cumple la relación que el número de H es 2 (nro de carbono) + 2 .

Tenés que considerar que va a haber en el compuesto este número de C y de H pero además tenés que agregar grupos funcionales, por ejemplo:

2-butenona 3-cetobutanal

e) ESCRIBIR LA FÓRMULA DE 3 ISÓMEROS DEL 3-METILCICLOHEXENO.

Solo hay que cambiar la posición del metilo respecto del doble enlace. Por ejemplo:

4 - metilciclohexeno

5 - metilciclohexeno

1 - metilciclohexeno

Ejercicios de parciales

Ejercicio 1

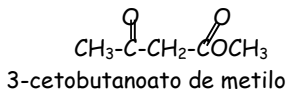
Considera los compuestos siguientes: (i) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CO-CH}(\text{CH}_3)\text{-COOH}$, (ii) $\text{C}(\text{CH}_3)_3\text{-COOH}$, (iii) $\text{CHO-}(\text{CH}_2)_2\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-COOH}$, (iv) $\text{CH}_3\text{-}(\text{CH}_2)_4\text{-COOH}$, (v) 3-cetobutanoato de metilo

9) Escribe la fórmula semidesarrollada del compuesto (v)	
10) Nombra, según las recomendaciones de la IUPAC, al compuesto (ii)	
11) ¿Cuáles de los compuestos (i) a (iv) son isómeros entre sí y qué tipo de isomería (cadena, posición o funcional) exhiben?	
12) Escoge a uno de los 5 compuestos que sea ópticamente activo y reescribe su fórmula semidesarrollada marcando con asterisco/s el/los átomo/s de carbono quiral/es.	
13) Considera los compuestos (ii) y (iv). Escoge al de <u>menor</u> punto de ebullición y justifica tu elección.	

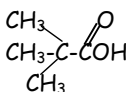
Solución

7) El compuesto v es el 3- cetobutanoato de metilo. Presenta dos grupos funcionales. ¿ Cuáles son ? El grupo ceto y el grupo éster.

Fijate que el carbono 1 será el del grupo éster, de ahí tenemos que contar hasta el tercer carbono para poner el grupo ceto.



10) El compuesto ii) $\text{C}(\text{CH}_3)_3\text{-COOH}$ es un ácido. Escribamos la fórmula semidesarrollada



Fijate que la cadena principal es de tres carbonos. Al carbono 2 están unidos dos metilos, entonces:

ácido 2,2-dimetilpropanoico

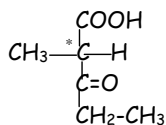
11) Para que sean isómeros deben tener igual fórmula molecular.

- i. $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_3$
- ii. $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_2$
- iii. $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_3$
- iv. $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_2$

⇒ Los únicos isómeros son i e iii.

Ahora tenemos que definir que tipo de isómeros son. En i están presentes el grupo ceto y el ácido, en cambio en iii están el grupo aldehído y el ácido, pero en el resto de la cadena no hay diferencias. Se trata de isómeros de función.

12) Tanto i como iii son compuestos con actividad óptica. Esta marcado con un asterisco el carbono quiral del compuesto i)



ácido 3-ceto-2-metilpentanoico

13) Estos ácidos difirieren no sólo en la cadena carbonada sino que también en peso molecular. Para el caso de iv la cadena carbonada es lineal, esto le permite una mayor superficie de contacto entre moléculas y aumenta las fuerzas debidas a dipolos permanentes y a dipolos transitorios. Además, el peso molecular de iv es mayor esto también contribuye a un punto de ebullición mayor.

La respuesta al problema es:

El compuesto de menor punto de ebullición es ii

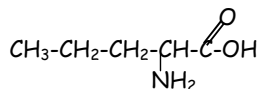
Ejercicio 2

Considera los compuestos siguientes: (i) $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_3 - \text{NH}_2$, (ii) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CO} - \text{NH}_2$, (iii) $\text{CH}_2\text{OH} - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}_2\text{OH}$, (iv) $\text{CH}(\text{CH}_3)_2 - \text{CH}_2 - \text{NH}_2$, (v) **ácido 2-aminopentanoico**

9) Escribe la fórmula semidesarrollada del compuesto (v)	
10) Nombra, según las recomendaciones de la IUPAC, al compuesto (ii)	
11) ¿Cuáles de los compuestos (i) a (iv) son isómeros entre sí y qué tipo de isomería (cadena, posición o funcional) exhiben?	
12) Escoge a uno de los 5 compuestos que sea ópticamente activo y reescribe su fórmula semidesarrollada marcando con asterisco/s el/los átomo/s de carbono quiral/es.	
13) Considera los compuestos (iii) y (iv). Escoge al de <u>menor</u> punto de ebullición y justifica tu elección.	Responde al dorso

Solución

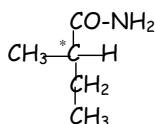
9) El compuesto v es el ácido 2-aminopentanoico. La cadena principal tiene cinco carbonos. En el carbono 2 está el grupo amino.



10) 2-metilbutanamida

11) Los únicos isómeros son i e iv. Son isómeros de cadena, porque presentan diferente estructura en la cadena carbonada.

12) El compuesto ii presenta actividad óptica, fijate que el carbono 2 está unido a cuatro grupos distintos.



13) El compuesto iii es un alcohol, es un compuesto polar, las fuerzas intermoleculares que presenta en estado líquido serán debidas a dipolos transitorios y a dipolos permanentes. Además, presentará uniones puente hidrógeno ya que posee un hidrógeno unido directamente a un elemento muy electronegativo, el oxígeno. El compuesto iv es una amina, también se trata de un compuesto polar y puede formar puentes de hidrógeno intermoleculares.

Ocurre que el punto de ebullición del alcohol es mayor, por qué? Porque el dipolo que forma el nitrógeno con el hidrógeno no es tan intenso como el que forma el oxígeno con el hidrógeno. O sea que los puentes de hidrógeno del alcohol son más intensos. La respuesta al problema es:

El compuesto de menor punto de ebullición es iv

Ejercicio 3

Considera los compuestos siguientes: (i) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-C}(\text{CH}_3)_2\text{-CH}_2\text{OH}$, (ii) $\text{CH}_3\text{-(CH}_2)_2\text{-CH(OH)-CH}_3$, (iii) $\text{CH}_3\text{-(CH}_2)_2\text{-CH}_2\text{OH}$, (iv) $\text{C}(\text{CH}_3)_2\text{-CHO}$, (v) 2,3-dimetil-1,4-butanodiol.

9) Escribe la fórmula semidesarrollada del compuesto (v)

10) Nombra, según las recomendaciones de la IUPAC, al compuesto (ii)

11) ¿Cuáles de los compuestos (i) a (iv) son isómeros entre sí y qué tipo de isomería (cadena, posición o funcional) exhiben?

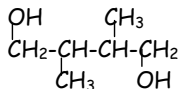
12) Escoge a uno de los 5 compuestos que sea ópticamente activo y reescribe su fórmula semidesarrollada marcando con asterisco/s el/los átomo/s de carbono quiral/es.

13) Considera los compuestos (iii) y (iv). Escoge al de menor punto de ebullición y justifica tu elección.

Solución

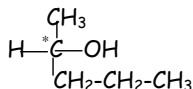
9) Tenemos que escribir la estructura del 2,3-dimetilbutano - 1,4 -diol:

10) 2-pentanol



11) Son isómeros los compuestos i, ii, iii ya que todos son alcoholes con el mismo número de carbonos, lo que varía es la posición del OH. Se trata de isómeros de posición.

12) Esta marcado con un asterisco el carbono quiral del compuesto ii)



13) Tenemos que comparar los puntos de ebullición de un alcohol y un aldehído. En dónde están las diferencias? Los dos compuestos propuestos tienen masas molares relativas comparables por lo cual, el punto de ebullición de cada uno de ellos, dependerá de la importancia de las fuerzas moleculares que presenten.

Las fuerzas intermoleculares más intensas son las debidas a uniones puente de hidrógeno.

Por lo tanto el alcohol tendrá e mayor punto de ebullición ya que de los dos es el único que puede formar uniones puente de hidrógeno entre sus moléculas.

El pentanal tiene el mayor momento dipolar pero no tiene el mayor punto de ebullición porque no posee hidrógeno unido directamente al oxígeno y por lo tanto no forma uniones puente de hidrógeno.

La respuesta al problema es:

El compuesto de menor punto de ebullición es iv

ÍNDICE

Índice

Pág.

1.....	Sistemas materiales
13	Estructura electrónica
27.....	Tabla Periódica
39	Uniones Químicas
55.....	Nomenclatura
73	Geometría Molecular - Trepev
95.....	Gases
111	Soluciones
119.....	Reacciones Químicas
139	Equilibrio Químico.
155.....	Equilibrio Ácido-Base
173	Química Orgánica

OTROS APUNTES ASIMOV

- * **EJERCICIOS RESUELTOS DE LA GUIA DE QUÍMICA.**
Son todos los ejercicios de la guía resueltos y explicados
- * **PARCIALES de QUIMICA RESUELTOS**
Son parciales que fueron tomados el año pasado. Hay también de años anteriores. Todos los ejercicios están resueltos.
- * **FINALES de QUIMICA RESUELTOS**
Son finales que fueron tomados el año pasado. Hay también de años anteriores. Todos los ejercicios están resueltos.

OTROS LIBROS:

- * **MATEMATICA PARA EL CBC**
- * **FISICA PARA EL CBC**
- * **BIOFISICA PARA EL CBC**

Tienen lo que se da en clase pero hablado en castellano.