

QUIMICA PARA EL CBC

Química para el CBC

- 2^{da}. edición. - Buenos Aires: Editorial Asimov, 2018

210 p. 15 x 21 cm.

ISBN: 978-987-23534-0-7

Química para el CBC - 2a ed. -
Buenos Aires : Asimov, 2018
210 p. : il. ; 15 x 21cm.

ISBN 978-987-23534-0-7

1. Química - Ejercicios. I. Título

CDD 540.7

Fecha de catalogación: Abril 2007

© 2007 Editorial Asimov

Derechos exclusivos

Editorial asociada a Cámara del Libro

2^a edición. Tirada: 50 ejemplares.

Se terminó de imprimir en Septiembre de 2018

HECHO EL DEPÓSITO QUE ESTABLECE LA LEY 11.723

Prohibida su reproducción total o parcial

IMPRESO EN ARGENTINA



978-987-23534-0-7

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**
- * **Cinética Química**

¿ 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

Índice

Pág.	
1.....	Sistemas materiales
15	Estructura electrónica
31.....	Tabla Periódica
45	Uniones Químicas
63.....	Nomenclatura
83	Geometría Molecular - Trepev
109.....	Gases
126	Soluciones
135.....	Reacciones Químicas
159	Equilibrio Químico.
179.....	Equilibrio Ácido-Base
200	Cinética Química



QUÍMICA PARA EL CBC

Hola! Este es un librito que hice yo junto con varios docentes del CBC. Están los temas tal cual los damos en clase. Pusimos ejemplos y ejercicios que sacamos de parciales. La idea es que puedas preparar los parciales estudiando solo. Esto lo hicimos especialmente para los chicos que por algún motivo tuvieron que faltar a clase. (Enfermedad, trabajo, vive lejos, etc) También lo hicimos para los chicos que afirman que a su docente no se le entiende mucho (¿ Es tu caso, valga la casualidad ?).

Tené en cuenta lo siguiente:

- * Este **NO ES** el libro oficial de la cátedra de Química. Este es un libro que hicimos nosotros como a nosotros nos pareció.
- * Química es una materia difícil. Estudiá. Hacé los ejercicios. No te atrases. Si te atrasás te empezás a quedar. En química no se puede estudiar todo a último momento.
- * Atento, en esta materia **CADA PUNTO CUENTA**. No es lo mismo tener un 3 (tres) en el 1^{er} parcial que tener un 4 (cuatro).

* Recordá que saber química es **SABER RESOLVER EJERCICIOS**. Está perfecto que quieras leer este libro, pero no te olvides de agarrar la guía de TP y hacer todos los problemas. Y no sólo eso. Conseguite parciales viejos y resóvelos todos. **Esta materia se aprende haciendo ejercicios.**

* Antes del parcial practicá resolviendo parciales viejos. Tenés exámenes de hace algunos años para bajar de la página de Asimov:

www.asimov.com.ar

En la página de Asimov también podés bajar apuntes de otras materias y parciales de otras materias.

Última cosa: ¿ Querés dar química libre ?

Rta: Olvídalo. Ni se te ocurra. Dar química libre es imposible. (Muy difícil de aprobar).

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

SUERTE EN LOS EXAMENES !

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 DE ASIMOV:

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

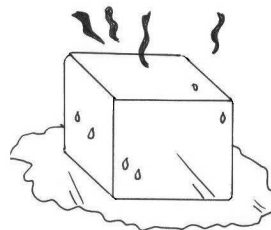
Estos libros tienen todo lo que se da en clase pero hablado en castellano bien criollo.

SISTEMAS MATERIALES

Un sistema material es un cuerpo que queremos estudiar. Los cuerpos están formados por materia, ocupa un lugar en el espacio y es perceptible por nuestros sentidos. Toda porción 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 de hidrógeno mide $5,29 \cdot 10^{-11}$ m, o sea, ¡ 0,00000000000529 cm ! 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**.



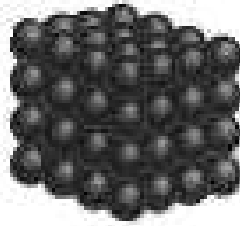
← MATERIA

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 tenés que saber que hay ciertas fuerzas entre las moléculas que hacen que "quieran estar juntas". Más adelante lo vamos a ver mejor.

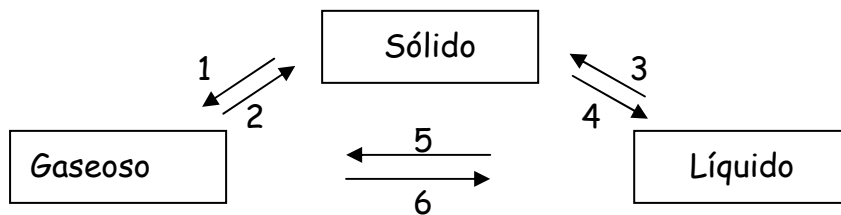
CAMBIOS DE ESTADO

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:



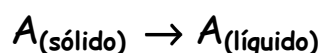
Con números están marcados los distintos cambios físicos.

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 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 ser por dos maneras distintas, ebullición o vaporización

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

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°C sin importar si tenés a 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:

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

Masa y volumen son 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 vaso 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 vaso 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. Esto es medio raro, 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**.

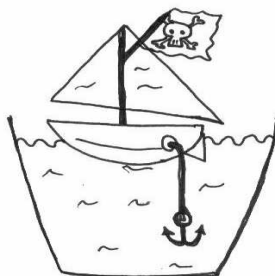
Fase: es cada porción de un sistema material con los mismos valores de propiedades intensivas.

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 hincha 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.

i 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

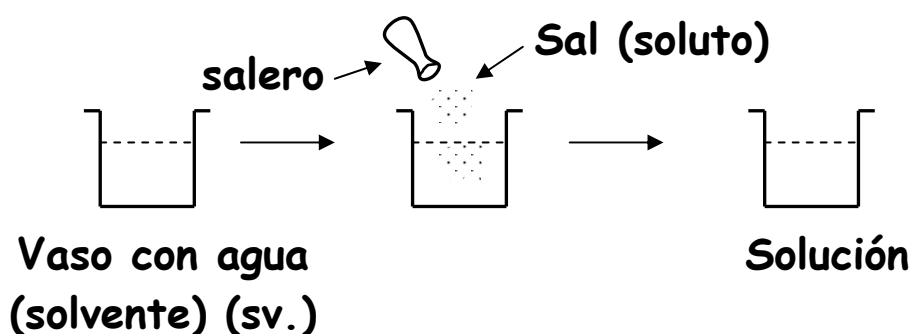
¿ Qué es una sustancia ? Es un sistema homogéneo que posee un sólo componente con propiedades intensivas constantes. Por ejemplo: agua líquida, el hielo y el vapor de agua tienen en común la sustancia agua.

¿ 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 dis-

tinguirse 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 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 la vamos a llamar **solvente** o disolvente, (sv.). (en el caso anterior, el agua). Al componente minoritario, **soluto**, (st.) (la sal). 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.

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

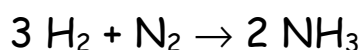
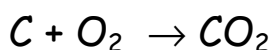
Las sustancias pueden ser simples o compuestas. Veamos cómo son en cada caso. Decimos que son **simples** cuando están compuestas por uno o varios átomos del **mismo elemento**. Por ejemplo, el gas hidrógeno (H_2) es una sustancia simple que está formada por moléculas compuestas por dos átomos de H. 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 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:



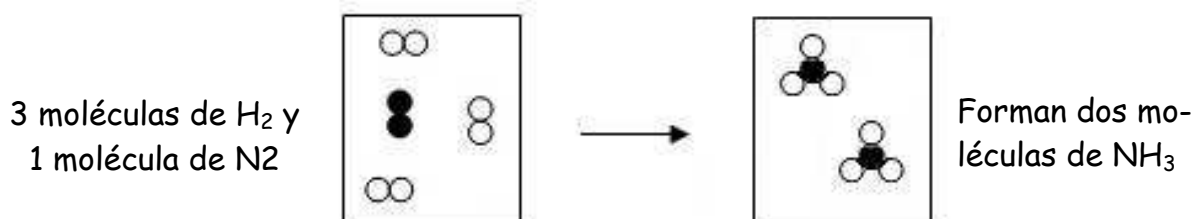
Veamos un poco más el ejemplo del NH₃. Representemos con esferitas blancas a los átomos de hidrógeno y con esferitas negras al de nitrógeno. Entonces cada molécula de nitrógeno está representada por dos esferitas negras y la de hidrógeno por dos esferitas blancas:



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 sobre-

entienden. La fórmula molecular del benceno es C_6H_6 : está formado por seis átomos de carbono y por seis átomos de hidrógeno, mientras que la del ácido nítrico es HNO_3 .

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 .

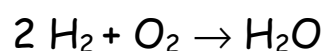
¿ Es la proporción de átomos más simple ?

Rta: 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 , 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: $NaCl$.

FIN SISTEMAS MATERIALES

ESTRUCTURA ATÓMICA - MAGNITUDES ATÓMICAS - TABLA PERIÓDICA

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 cuenta de 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 es muy chica y se considera despreciable (o sea, no se la toma en 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 la letra **A**. El número de protones de un átomo es muy importante y se llama **número atómico (Z)**. Es muy 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.

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...



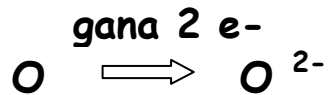
X es cualquier elemento de la tabla.

IONES

Hay veces que los átomos pueden **ganar** o **perder** electrones. 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 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...



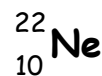
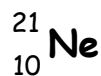
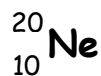
El otro caso es cuando un átomo pierde electrones. En ese caso, la cantidad de protones va a ser mayor a la de electrones, por lo que la carga total va a ser positiva. A los iones con carga positiva se los llama **cationes**. Por ejemplo, si un átomo de potasio (K) pierde un electrón pasa esto...



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}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. 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}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 (Ar_{O}) es igual a 16. La masa atómica del litio (Ar_{Li}) 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 A_r , es un número sin unidades que te dice cuántas u.m.a. hay en una molécula. Se calcula sumando las A_r de los átomos que la forman. Por ejemplo, en la molécula de H_2O : $A_{r_H} = 1$ y $A_{r_O} = 16$, entonces el $Mr_{H_2O} = 2 A_{r_H} + A_{r_O} = 18$, es decir que la Mr 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 nece-

sario 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...

$$\begin{array}{l} 1,9926 \times 10^{-23} \text{ g de } ^{12}\text{C} \longrightarrow 1 \text{ átomo de } ^{12}\text{C} \\ 12 \text{ g de } ^{12}\text{C} \longrightarrow X = 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos de } ^{12}\text{C} \end{array}$$

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 ¹²C pesan 12 g. Esto es lo mismo que decir que **un mol** de átomos de ¹²C pesan 12 g o que la **masa molar** del ¹²C 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 (H₂O). 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 HNO₃ (ácido nítrico). Lo que hacés primero es ir a la tabla y fijarte los Ar de cada átomo.

Ar H = 1

Ar N = 14

Ar O = 16

Entonces el Mr será $1 + 14 + 3 \times 16 = 63$

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 \longrightarrow 1 mol de moléculas de HNO_3

100 g de HNO_3 \longrightarrow 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 \longrightarrow $6,02 \times 10^{23}$ moléculas

1,59 moles \longrightarrow 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 manejarte 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 Bóhr:

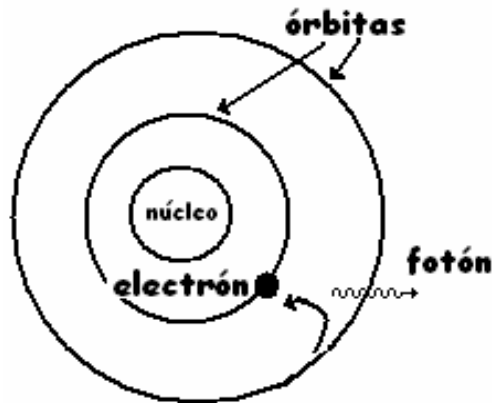
Este modelo fue uno de los primeros y más importantes. Si bien después descubrieron que no era correcto, les sirvió mucho a los científicos para seguir avanzando hacia el modelo actual. A partir de la idea de que en un átomo los electrones giran alrededor del núcleo, Bóhr propuso 5 postulados:

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).



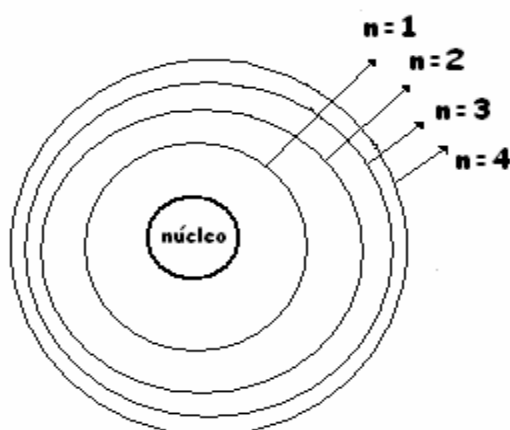
En este dibujito el electrón pasó a una órbita más cercana al núcleo y libera (o emite) un fotón.

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 estar 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

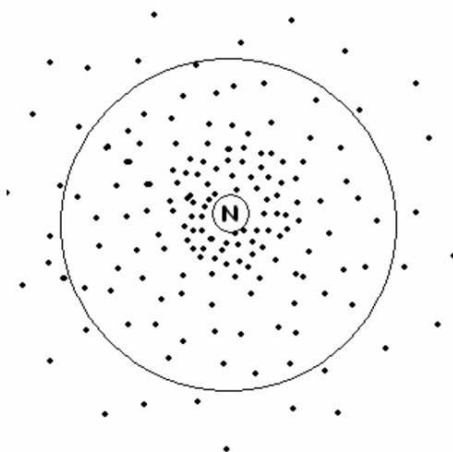
Cuanto más alejada del núcleo, más energía tiene la órbita. (E_4 es mayor que E_3 que es mayor que E_2 y a su vez mayor que E_1). El valor de ΔE entre dos capas sucesivas (entre 2 y 1; entre 3 y 2; entre 4 y 3; etc.) es cada vez menor, ya que la separación entre las órbitas es cada vez menor.

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 cómo máximo 2 electrones. Lo vas a ver más claro en el siguiente cuadro.

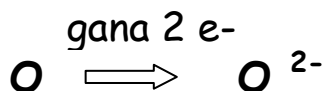
Capa (o nivel)	Orbitales	Cantidad máxima de electrones	Capa	Orbitales	Cantidad máxima de electrones
1	s	2	5	s p d f	2 6 10 14
2	s p	2 6	6	s p	2 6
3	s p d	2 6 10	7	s	2
4	s p d f	2 6 10 14			

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

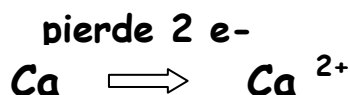
Esta regla dice que los átomos quieren parecerse al **gas noble más cercano**, es decir, quieren tener 8 electrones (ó 2 si quieren parecerse al He, en el caso del hidrógeno) en su último nivel. Cuando los átomos cumplen el octeto son más estables que cuando no lo cumplen.

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. Fijate 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...



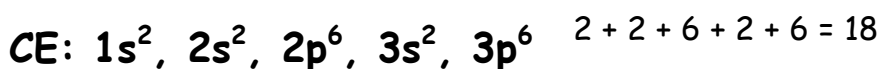
Entonces, el calcio forma cationes.

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**.

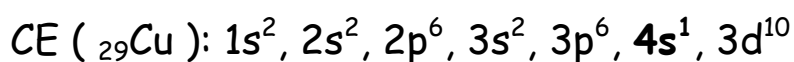
Respetando el orden que te di, vas escribiéndola hasta que llegás a los 18 electrones (tenés que sumar los numeritos de arriba)



Fijate que en el último nivel (el 3^{ero}) 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:



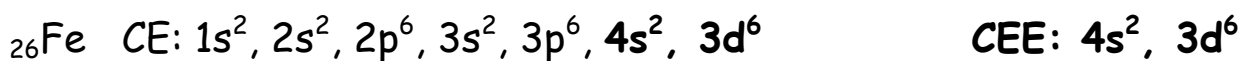
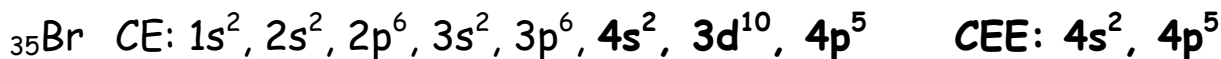
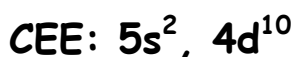
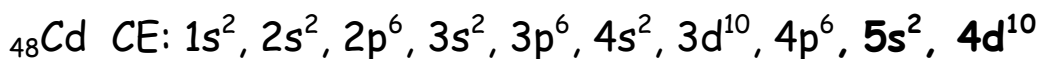
La configuración electrónica de los electrones que pertenecen a los niveles más externos forma la configuración electrónica externa (CEE). Consiste en escribir cómo se encuentran distribuidos los electrones en la parte más externa de un átomo. (Para que vayas sabiendo: estos electrones son los que participan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



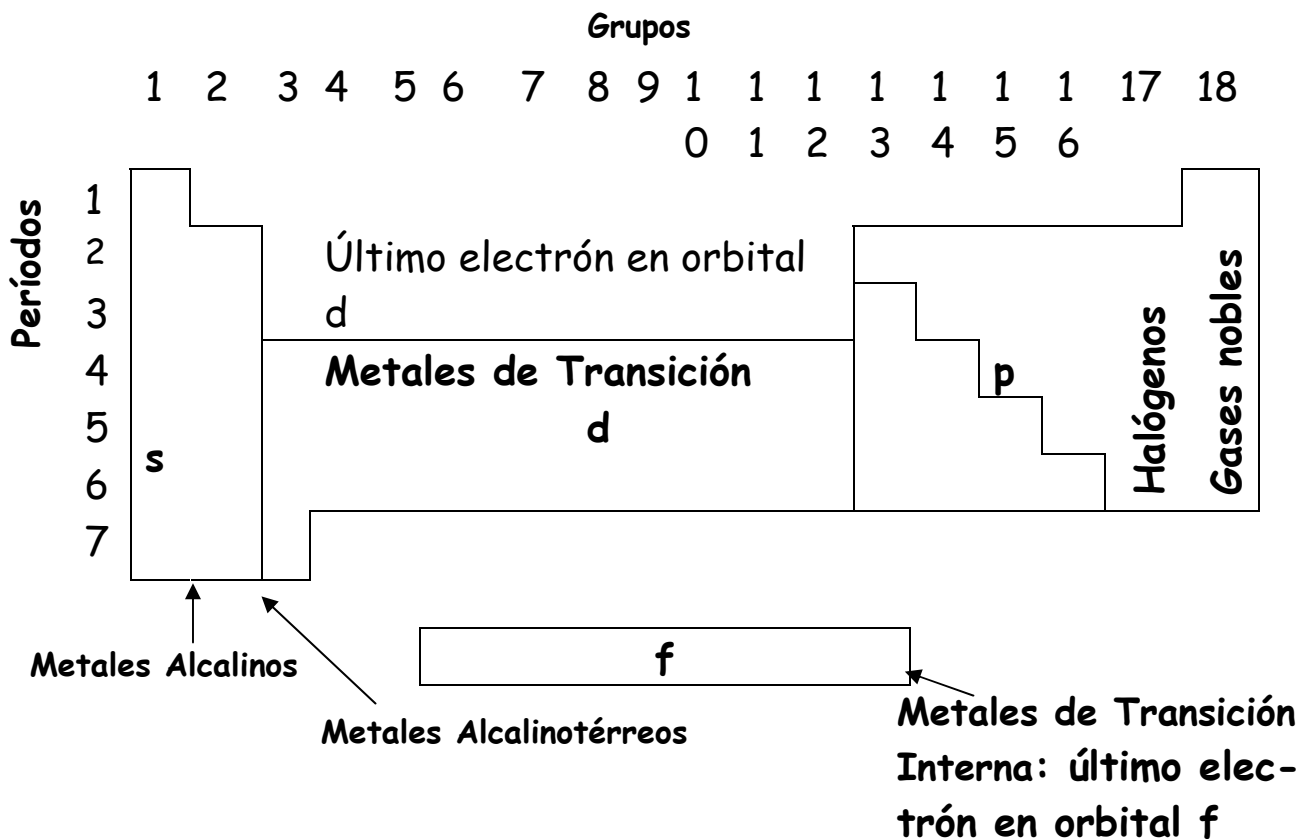
¿ Cuándo dos o más cosas son isoelectrónicas ?

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 CEE de cada uno: se ubican según cuál es el tipo de orbital (s, p, d o f) en el que termina su CEE. 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 "escalera" son **metales**. Los que están a la derecha y arriba son **no metales**. Además de numerar los 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 del ${}_{20}\text{Ca}$ 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.

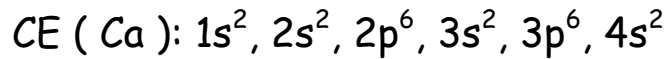
Ahora te puede salir otro de los ejercicios de parcial. Mirá este :

Ejemplo:

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 (Recordar **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:



PROPIEDADES PERIÓDICAS

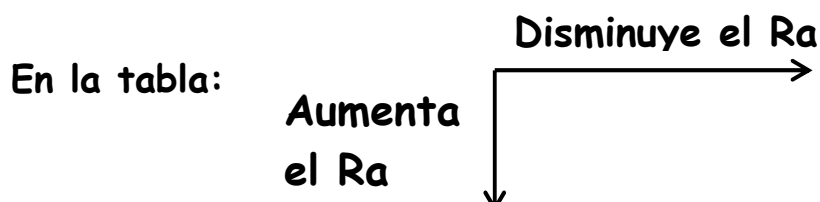
1) Radio atómico (Ra)

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.

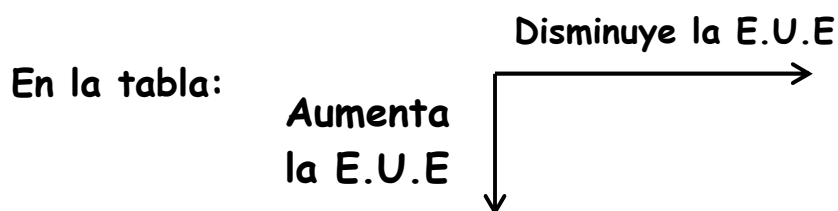
Si nos movemos de izquierda a derecha **en un período**, la E.I. aumenta porque los electrones se van agregando en una misma capa y al mismo tiempo la carga positiva del núcleo es cada vez mayor. El electrón va a estar más atraído y nos va a costar más sacarlo. Además fijate que en un período, hacia 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 **cación**) 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 cación 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, $r_S < r_{Se} < r_K$. (Si te piden que justifiques tenés que escribir todo esto !).

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

i 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.

Metaloides: 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

$$\text{Datos} \left\{ \begin{array}{l} V_{\text{líq}} = 37,2 \text{ cm}^3 \\ \delta = 0,820 \text{ g/cm}^3 \\ 2,52 \cdot 10^{24} \text{ átomos de H} \end{array} \right.$$

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.

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

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

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

Con esto podemos pasar a moles de moléculas de C_xH₁₄O:

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

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

$$\delta = \frac{m}{V} \Rightarrow m \text{ C}_x\text{H}_{14}\text{O} = \delta_{\text{líq}} \cdot V_{\text{líq}}$$

$$m \text{ C}_x\text{H}_{14}\text{O} = 0,82 \text{ g/cm}^3 \cdot 37,2 \text{ cm}^3$$

$$m C_xH_{14}O = 30,504 \text{ g}$$

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

$$n CHX_3 = \frac{m}{M} CHX_3 \Rightarrow M = \frac{m}{n} = \frac{30,504 \text{ g}}{0,299 \text{ mol}} = 102,02 \text{ g/mol}$$

Volvamos a la ecuación del Mr,

$$\begin{aligned} \Rightarrow 102,02 &= 30,14 + x \cdot 12,01 \\ \Rightarrow x &= 6 \end{aligned}$$

Rta: La atomicidad del C es 6

2) Cuántas moléculas hay en 1 gr ?

$$\begin{array}{rcl} 102,02 \text{ g} & \text{---} & 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } C_6H_{14}O \\ 1,0 \text{ g} & \text{---} & x = 5,9 \cdot 10^{21} \text{ moléculas de } C_6H_{14}O \end{array}$$

Rta: En un gramo de muestra hay $5,9 \cdot 10^{21}$ moléculas de $C_6H_{14}O$

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.

- Indicar símbolo y carga de dicho ion de M
- Indicar la C.E.E. del elemento X
- 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 último 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 cuadrado...

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 4^o 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)

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

$$\text{CEE(L): } 5s^2 5p^4$$

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

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

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.

$$\text{CEE (Ba): } 6s^2$$

PERIODO

LA SUMA DE LOS e^- EXTERNOS
TE DICE EL NUMERO GRUPO. EL
ORBITAL DONDE ESTAN LOS e^-
TE DICE SI ES A o B

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:

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

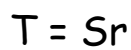
Despejando..

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

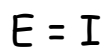
$$\Rightarrow \text{nro de electrones de } T = 38$$

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

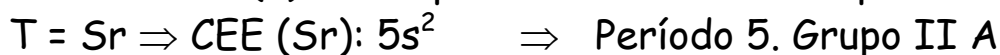
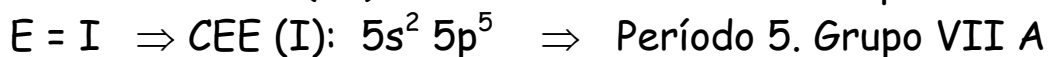
Otra vez vamos a la tabla:



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



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. Entonces

$r_{Sr} > r_I$. 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. O sea que

$r_{Ba} > r_{Sr}$

Finalmente,

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

