### iones isoelectricos: elementos isoelectrónicos

los elementos isoelectrónicos son los elementos con igual número de electrones, por lo tanto, la misma configuración electrónica.

podemos generalizar diciendo que los iones cargados negativamente (aniones) son siempre mayores que sus correspondientes átomos neutros, aumentando su tamaño con la carga negativa; los iones positivos (cationes), son siempre menores que los átomos de los que derivan, disminuyendo su tamaño al aumentar la carga positiva.

**ejemplo1**:
galio con número atómico 31
isoelectrónicos:

anión: zn-1
catión: ge+1

**ejemplo 2**:

platino con número atómico 78

isoelectrónicos:

anión: ir-1

catión: au+1

para tus respuestas puedes usar cationes o aniones, que pierdan o ganen un máximo de 3 electrones.

**recuerda**: los metales no pueden tener cargas negativas.

***ejercita***

instrucciones: encuentra el elemento isoelectrónico según te den el anión, el catión o el elemento neutral.

1. elemento:\_\_\_\_\_\_\_
anión: ta-3
catión: pt+2

2. elemento:\_\_\_\_\_\_\_

anión: mo-2

catión: rh+1

3. elemento:\_\_\_\_\_\_\_

anión: kr-2
catión: nb+3

respuesta:

4. elemento:\_\_\_\_\_\_\_

anión: al-2

catión: ar+3

respuestas:

1. osmio (z=76)
2. rutenio (z=44)
3. estroncio (z=38)
4. fósforo (z=15)

<http://cap7-teoriacuantica.blogspot.com/p/elementos-isoelectronicos.html>

Refuerzo, ver video : <http://www.quimitube.com/videos/comparacion-radio-ionico-iones-isoelectronico/>

2. hallar la configuración electrónica de los átomos con los siguientes números atómicos:

z= 18; z = 20; z = 16; z = 10

3. ubica la configuración electrónica de los átomos con los números atómicos:

a. z = 28

b. z = 10

4. en qué periodo y grupo se ubica, utiliza los números naturales para asignar el grupo y el periodo, recuerda que los grupos se pueden relacionar con números romanos pero la más utilizada es la nomenclatura del 1 al 18 (de forma vertical), y los periodos van del 1 al 7 y se designan en forma horizontal.

ejemplo. hierro : fe ; z = 26

número atómico:26

grupo:8

periodo:4

configuración electrónica: [ar] 3d6 4s2

5. qué son los compuestos iónicos y covalentes

6. hallar la masa de un cuerpo de densidad 30 g/ ml y volumen 2 l

7. qué son los isotopos

8. según los isotopos hallar la masa atómica de los átomos siguientes:

|  |  |
| --- | --- |
| **. Isótopos y Masa atómica** |  |
| **Cálculo de la Masa Atómica**Como hemos visto, no todos los átomos de un elemento son exactamente iguales. La mayoría de los elementos presentan diferentes isótopos y esto hay que considerarlo para calcular la masa atómica.La masa atómica de un elemento es la **masa media ponderada** de sus isótopos naturales. Por eso, la masa atómica de un elemento no es un número entero. La media ponderada quiere decir que no todos los isótopos tienen el mismo porcentaje.Veamos un ejemplo:El cloro tiene dos isótopos: Cl-35 en un 75,5 % y Cl-37 en un 24,5 %. Por tanto, la masa atómica media será:M.a.= 35 uma · 75,5/100 + 37 uma · 24,5/100 = 35,49 uma. Esta masa atómica es la que aparecerá en la tabla periódica para el cloro |  |

<http://recursostic.educacion.es/secundaria/edad/3esofisicaquimica/3quincena6/3q6_contenidos_3c.htm>

9. que significa oxidación y reducción

10. establecer el estado de oxidación de cada uno de los átomos en las moléculas:

A. HNO3

B. H2SO4

C. N2O5

11. En 10 moles de H2O cuántos moles hay

12. Quyé porcentaje de azufre hay en la siguiente fórmula: SO3

## 13. Reactivo Limitante

Cuando se ha ajustado una ecuación, los coeficientes representan el número de átomos de cada elemento en los reactivos y en los productos. También representan el número de moléculas y de moles de reactivos y productos.

Cuando una ecuación está ajustada, la estequiometría se emplea para saber las moles de un producto obtenidas a partir de un número conocido de moles de un reactivo. La relación de moles entre reactivo y producto se obtiene de la ecuación ajustada. A veces se cree equivocadamente que en las reacciones se utilizan siempre las cantidades exactas de reactivos. Sin embargo, en la práctica lo normal suele ser que se use un exceso de uno o más reactivos, para conseguir que reaccione la mayor cantidad posible del reactivo menos abundante.

**Reactivo limitante**

Cuando una reacción se detiene porque se acaba uno de los reactivos, a ese reactivo se le llama reactivo limitante.

Aquel reactivo que se ha consumido por completo en una reacción química se le conoce con el nombre de reactivo limitante pues determina o limita la cantidad de producto formado.

Reactivo limitante es aquel que se encuentra en defecto basado en la ecuación química ajustada.

**Ejemplo 1:**

Para la reacción:



¿Cuál es el reactivo limitante si tenemos 10 moléculas de hidrógeno y 10 moléculas de oxígeno?
Necesitamos 2 moléculas de H2 por cada molécula de O2

Pero tenemos sólo 10 moléculas de H2 y 10 moléculas de O2.

La proporción requerida es de 2 : 1

Pero la proporción que tenemos es de 1 : 1

Es claro que el reactivo en exceso es el O2 y el reactivo limitante es el H2

Como trabajar con moléculas es lo mismo que trabajar con moles.

Si ahora ponemos 15 moles de H2 con 5 moles de O2 entonces como la estequiometría de la reacción es tal que 1 mol de O2 reaccionan con 2 moles de H2, entonces el número de moles de O2 necesarias para reaccionar con todo el H2 es 7,5, y el número de moles de H2 necesarias para reaccionar con todo el O2 es 10.

Es decir, que después que todo el oxígeno se ha consumido, sobrarán 5 moles de hidrógeno. El O2 es el reactivo limitante

Una manera de resolver el problema de cuál es el reactivo es el limitante es:

Calcular la cantidad de producto que se formará para cada una de las cantidades que hay de reactivos en la reacción.

El reactivo limitante será aquel que produce la menor cantidad de producto.

**Ejemplo 2:**

Se necesita un cierre, tres arandelas y dos tuercas para construir una baratija. Si el inventario habitual es 4,000 cierres, 12,000 arandelas y 7,000 tuercas. ¿Cuantas baratijas se pueden producir?

La ecuación correspondiente será:



En esta reacción, 1 mol de cierres, 3 moles de arandela y 2 moles de tuercas reaccionan para dar 1 mol de baratijas.

**1)** Divide la cantidad de cada reactivo por el número de moles de ese reactivo que se usan en la ecuación ajustada. Así se determina la máxima cantidad de baratijas que pueden producirse por cada reactivo.

* Cierres: 4,000 / 1 = 4,000
* Arandelas: 12,000 / 3 = 4,000
* Tuercas: 7,000 / 2 = 3,500

Por tanto, el reactivo limitante es la tuerca.

**2)** Determina el número de baratijas que pueden hacerse a partir del reactivo limitante. Ya que el reactivo limitante es la tuerca, el máximo número de baratijas que pueden hacerse viene determinado por el número de tuercas. Entran dos tuercas en cada baratija, de modo que el número de bsratijas que pueden producirse, de acuerdo con la estequiometría del proceso es:

**7,000 / 2 = 3,500 baratijas**

**Ejemplo 3:**

Considere la siguiente reacción:



Supongamos que se mezclan 637,2 g de NH3 con 1142 g de CO2. ¿Cuántos gramos de urea [(NH2)2CO] se obtendrán?

**1)** Primero tendremos que convertir los gramos de reactivos en moles:

637,2 g de NH3 son 37,5 moles

1142 g de CO2 son 26 moles

**2)** Ahora definimos la proporción estequiométrica entre reactivos y productos:

* a partir de2 moles de NH3 se obtiene1 mol de (NH2)2CO
* a partir de 1 mol de CO2 se obtiene 1 mol de (NH2)2CO

**3)** Calculamos el número de moles de producto que se obtendrían si cada reactivo se consumiese en su totalidad:

* a partir de37,5 moles de NH3 se obtienen 18,75 moles de (NH2)2CO
* a partir de 26 moles de CO2 se obtienen 26 moles de (NH2)2CO

**4)** El reactivo limitante es el (NH3) y podremos obtener como máximo 18.75 moles de urea.

**5)** Y ahora hacemos la conversión a gramos:

18,75 moles de (NH2)2CO son 1125 g.

**Rendimiento**

Se cree equivocadamente que las reacciones progresan hasta que se consumen totalmente los reactivos, o al menos el reactivo limitante.

La cantidad real obtenida del producto, dividida por la cantidad teórica máxima que puede obtenerse (100%) se llama rendimiento.

**Rendimiento teórico**

La cantidad de producto que debiera formarse si todo el reactivo limitante se consumiera en la reacción, se conoce con el nombre de rendimiento teórico.

A la cantidad de producto realmente formado se le llama simplemente rendimiento o rendimiento de la reacción. Es claro que siempre se cumplirá la siguiente desigualdad

**Rendimiento de la reacción ≦ rendimiento teórico**

Razones de este hecho:

* es posible que no todos los productos reaccionen
* es posible que haya reacciones laterales que no lleven al producto deseado
* la recuperación del 100% de la muestra es prácticamente imposible

Una cantidad que relaciona el rendimiento de la reacción con el rendimiento teórico se le llama rendimiento porcentual o % de rendimiento y se define así:



**Ejemplo:**

La reacción de 6,8 g de H2S con exceso de SO2, según la siguiente reacción, produce 8,2 g de S. ¿Cual es el rendimiento?
(Pesos Atómicos: H = 1,008, S = 32,06, O = 16,00).



En esta reacción, 2 moles de H2S reaccionan para dar 3 moles de S.

**1)** Se usa la estequiometría para determinar la máxima cantidad de S que puede obtenerse a partir de 6,8 g de H2S.

**(6,8/34) x (3/2) x 32 = 9,6 g**

**2)** Se divide la cantidad real de S obtenida por la máxima teórica, y se multiplica por 100.

**(8,2/9,6) x 100 = 85,4%**

**Rendimiento con Reactivos Limitantes**

**Ejemplo:**

La masa de SbCl3 que resulta de la reacción de 3,00 g de antimonio y 2,00 g de cloro es de 3,65 g. ¿Cuál es el rendimiento?
(Pesos Atómicos: Sb = 121,8, Cl = 35,45)



En esta reacción, 1 mol de Sb4 y 6 moles de Cl2 reaccionan para dar 4 moles de SbCl3.

**1)** Calcular el número de moles que hay de cada reactivo:
Peso Molecular del Sb4: 487,2

**número de moles de Sb4 = 3/487,2 = 0,006156**

Peso Molecular del Cl2: 70,9

**número de moles de Cl2 = 2/70,9 = 0,0282**

**2)** Comparar con la relación de coeficientes en la ecuación ajustada. La relación es de 1 mol de Sb4 a 6 moles de Cl2. Usando la estequiometría:

**0,00656/0,0282 = 1/4,3 > 1/6**

de modo que el reactivo limitante es el Cl2. Nosotros sólo tenemos 0,0282 moles de Cl2.

**3)** Usar la estequiometría para determinar la máxima cantidad de SbCl3 que puede obtenerse con 2,00 g de Cl2 (el reactivo limitante).



**4)** Dividir la cantidad real de SbCl3 obtenida por la máxima teórica y multiplicar por 100.

**(3,65/4,29) x 100 = 85,08%**

**Algunos conceptos**

**Reactivo limitante**
Es aquel reactivo concreto de entre los que participan en una reacción cuya cantidad determina la cantidad máxima de producto que puede formarse en la reacción.

**Proporción de reacción**
Cantidades relativas de reactivos y productos que intervienen en una reacción. Esta proporción puede expresarse en moles, milimoles o masas.

**Rendimiento real**
Cantidad de producto puro que se obtiene en realidad de una reacción dada. Compárese con rendimiento teórico.

**Rendimiento teórico**
Cantidad máxima de un producto específico que se puede obtener a partir de determinadas cantidades de reactivos, suponiendo que el reactivo limitante se consume en su totalidad siempre que ocurra una sola reacción y se recupere totalmente el producto. Compárese con rendimiento.

**Rendimiento porcentual**
Rendimiento real multiplicado por 100 y dividido por el rendimiento teórico.

**Porcentaje de pureza**
El porcentaje de un compuesto o elemento específico en una muestra impura.

**Modificaciones alotrópicas (alótropos)**
Formas diferentes del mismo elemento en el mismo estado físico.

<http://www.eis.uva.es/~qgintro/esteq/tutorial-04.html>

## 14. [Reactivo límite](http://ejerciciosresueltos.co/reactivo-limite/)

On octubre 3, 2010, in [Reactivo Límite](http://ejerciciosresueltos.co/category/quimica/estequiometria/reactivo-limite/), by andres

El reactivo límite es la especie química que primero se agota  y por lo tanto es el  reactivo que limita la continuación de la reacción, debido a lo anterior es que se le ha dado el  nombre de reactivo limite o reactivo limitante, veamos un ejemplo de como se resuelven problemas de este tipo:

EJEMPLO

En la reacción

MnO2 + 4HCl → MnCl2 + Cl2 + 2 H2O

reaccionaron 22 moles de MnO2 con 40 moles de HCl

En este tipo de problemas es muy comun que se formulen preguntas como las siguientes:

**¿Cuál es el reactivo limite?**

1. Verifique  que la ecuación se encuentra balanceada, en nuestro caso la ecuación se encuentra balanceada, de no estarlo se debería balancear antes de continuar con el siguiente paso.
2. Determine la cantidad de moles de cada uno de los reactivos, puede que en el problema las cantidades de los reactivos vengan expresadas en moles, en cuyo caso se pasa al siguiente paso, pero puede ser que vengan expresadas en gramos o en volumen de gas o en volumen de alguna solución a determinada concentración, en cuyos casos hay que hacer la conversión de gramos a moles o de volumen de gas a moles o de volumen de una solución a determinada concentración a moles, en nuestro caso las cantidades de reactivos nos las dierón expresadas en moles asi que pasamos al siguiente punto.
3. Dividir el número de moles por su coeficiente estequiometrico, en nuestro caso será de la siguiente manera
MnO2
(22 moles/1) = 22
HCl
(40 moles/4) = 10
4. El reactivo limite será el que obtenga como resultado de la anterior división el numero mas pequeño, en el ejemplo el reactivo limite será el HCl ya que en la división anterior obtuvo el numero mas pequeño.

**¿Cuánto es la cantidad de productos que se obtienen?**

1. Se realizan los anteriores pasos en caso de que no se hayan realizado hasta el momento.
2. El número de moles del reactivo limite se divide entre su coeficiente estequiometrico y este resultado se multiplica por el coeficiente de cualquiera de los productos que se desee, si el resultado no se desea en moles sino en gramos o en volumen de gas o en volumen de alguna solución a determinada concentración, en cuyos casos hay que hacer la conversión de gramos a moles o de volumen de gas a moles o de volumen de una solucion a determinada concentración a moles, en nuestro caso las cantidades de reactivos nos las dierón expresadas en moles así que pasamos al siguiente punto, para nuestro ejemplo seria así
HCl
(40 moles/4) = 10
MnCl2
(1×10) = 10 moles de MnCl2 se producen
Cl2(1×10) = 10 moles de Cl2 se producen
H2O
(2×10) = 20 moles de H2O se producen

**¿Cuánto sobra de los reactivos que se encuentran en exceso?**

1. Se realizan los  pasos para encontrar el reactivo limite.
2. El número de moles del reactivo limite se divide entre su coeficiente estequiometrico y este resultado se multiplica por el coeficiente de cualquiera de los reactivos que se desee, obteniéndose el número de moles consumidas durante la reacción, así que para determinar cuanto sobro del o los reactivos en exceso se recurre a la siguiente resta
Moles sobrantes = moles totales – moles consumidas
si el resultado no se desea en moles sino en gramos o en volumen de gas o en volumen de alguna solución a determinada concentración, en cuyos casos hay que hacer la conversión de moles a gramos  o de moles a volumen de gas  o de moles a volumen de una solución a determinada concentración, en nuestro caso la solución seria así
HCl
(40 moles/4) = 10
MnO2
(1×10) = 10 moles de MnO2 se consumen
Moles sobrantes = moles totales – moles consumidas
12 = 22 – 10
así que nos sobraron 12 moles de MnO2

15.  [Volver](http://platea.pntic.mec.es/pmarti1/educacion/primero_bach/fundamentos_quimica/fundamentos.htm)

**Determinación de fórmulas**

Podemos determinar la fórmula de un compuesto químico desconocido a partir de la composición porcentual de él mismo, gramos de cada elemento en una cantidad determinada de muestra. Habitualmente nos darán el tanto por ciento, por tanto lo que nos dan serán los gramos de dicho elemento presentes en 100 g de la muestra desconocida.

Pasos a seguir:

Utilizaremos como ejemplo el siguiente enunciado:

El análisis de cierto compuesto revela que su composición porcentual en masa es 40% de C, 6,67% de H, y 53,33% de O. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?

1. Escribir la cantidad en gramos de cada elemento en la muestra, o sea, la masa relativa de cada elemento en la muestra dada.

|  |  |
| --- | --- |
| **Elemento** | **Masa relativa del elemento** |
| C | 40 g |
| H | 6,67 g |
| O | 53,33 g |

1. Con la masa atómica de cada elemento, se calcula el número de moles que se corresponde con la masa anterior. Lo que nos sale en moles es en qué proporción forman parte del compuesto los diferentes elementos; por supuesto, si ocurre con moles ocurre con el mismo número de átomos. Este número es lo que llamaremos número relativo de átomos que van a formar parte del compuesto.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Elemento** | **Masa relativa del elemento**(m) | **Masa atómica**(M)(tabla periódica o datos del enunciado) | **Número relativo de átomos**(moles de cada elemento n = m /M) |
| C | 40 g | 12 u | 40/ 12 = 3,333 |
| H | 6,67 g | 1 u | 6,67/1 = 6,67  |
| O | 53,33 g | 16 u | 53,33/16 = 3,333 |

1. Seguidamente lo pondremos en una relación sencilla de números enteros. La forma de hacerlo es dividir los números anteriores por el que sea más pequeño. Así, el que es más pequeño saldrá 1 al dividirse por sí mismo. Los demás saldrán números enteros sencillos mayores que la unidad. Como las divisiones a veces no salen totalmente exactas dado que se ha operado previamente y se ha redondeado, deberéis: 1º Trabajar con un mínimo de tres decimales; 2º Redondear este último número al entero más cercano si la diferencia es menor de una décima.

Podría darse el caso que no salieran números enteros en todos los casos. Si es así, se deberán multiplicar todos los números por un factor tal que dé como resultado números enteros sencillos. En este ejemplo salen enteros sencillos todos. En los problemas resueltos que se adjuntan se puede ver algún ejemplo de este estilo.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **Elemento** | **Masa relativa del elemento**(m) | **Masa atómica**(M)(tabla periódica o datos del enunciado) | **Número relativo de átomos**(moles de cada elemento   n = m /M) | **Relación de números sencillos**(dividir anterior por el más pequeño de los tres) |
| C | 40 g | 12 u | 40/ 12 = 3,333 | 3,333/3,333 = 1 |
| H | 6,67 g | 1 u | 6,67/1 = 6,67  | 6,67 /3,333 0= 2 |
| O | 53,33 g | 16 u | 53,33/16 = 3,333 | 3,333/3,333 = 1 |

1. La relación de números sencillos que os sale es la proporción de átomos que forman parte del compuesto. Podremos escribir la fórmula empírica del compuesto. La fórmula empírica es aquella que nos dice los elementos que forman el compuesto y la proporción de átomos qué tienen. El compuesto real se deberá escribir con la fórmula molecular que será un múltiplo de la empírica.

En nuestro caso la **fórmula empírica** será :  C1H2O1 , o sea, **CH2O**

La **fórmula molecular** será:  **(CH2O)x**

Para escribir la fórmula molecular nos deben dar como dato la masa molecular (uma) o la masa molar del compuesto (gramos).

Siguiendo con el ejemplo, el enunciado podría continuar así "...Si la masa molecular es de 180 u, ¿cuál es la fórmula molecular?"

1. Calculamos la masa molecular de la fórmula empírica:

Mf.empírica = 12 + 2·1 + 16 = 12 + 2+ 16 = 30 u

1. Escribimos la ecuación resultante de igualar la masa molecular de la fórmula molecular con su verdadera masa molecular. resolvemos la incógnita; o sea, el número de veces que se repite la fórmula empírica.

Mf.molecular = Mf.empírica · x            Mf.molecular = 180 u

Mf.empírica · x = 180 u  ;   30 · x = 180  ;  x = 180 / 30 = 6

1. Una vez que sabemos 'x' escribimos la fórmula molecular: (CH2O)x  es (CH2O)6 , por tanto, la **fórmula molecular es C6H12O6**

# 16. Eficiencia de una reacción

* ***Rubén Darío Osorio Giraldo***
* ***Facultad de Ciencias Exactas y Naturales***
* ***Universidad de Antioquia***

La cantidad de producto que se suele obtener de una reacción química, es siempre menor que la cantidad teórica. Esto depende de varios factores, como la pureza del reactivo y de las reacciones secundarias que puedan tener lugar. Lograr una reacción 100% eficiente es prácticamente imposible.

El porcentaje de eficiencia o de rendimiento de una reacción  es la relación entre la cantidad de producto obtenida experimentalmente (en situaciones reales) y la cantidad de producto calculada de manera teórica (en situaciones ideales), expresado como un porcentaje:

**Ejemplo 4.14.  Industria de la úrea**



***(***[***GALEANO, 2011o***](http://aprendeenlinea.udea.edu.co/lms/ocw/mod/glossary/showentry.php?courseid=8&concept=GALEANO%2C+2011o)***).*** Cristales de úrea

La úrea, (NH2)2CO, se prepara industrialmente a partir de la siguiente reacción:

**2 NH3 (g)  + CO2 (g)  → (NH2)2CO (ac) + H2O (l)**

2 mol             1 mol                 1 mol               1 mol

Durante un proceso se ponen a reaccionar     60.7 g de NH3 (60% de pureza) con 114.2 g de CO2. Calcular la masa de (NH2)2CO que se obtiene si el porcentaje de rendimiento es igual a 93%. Determinar la cantidad de reactivo en exceso que queda sin reaccionar.

****

****

****

Para identificar el RL, se divide cada cantidad de sustancia (mol) por el respectivo coeficiente estequiométrico:

****

****

****

****

****

****

****

****

**Ejemplo 4.15. Implantes dentales de titanio**



***(***[***KOLOSSOS, 2006***](http://aprendeenlinea.udea.edu.co/lms/ocw/mod/glossary/showentry.php?courseid=8&concept=KOLOSSOS%2C+2006)***).***Usos del titanio

El titanio es un metal fuerte y ligero, resistente a la corrosión, que se usa en la construcción de naves espaciales, aviones y armazones de bicicletas. Se obtiene por reacción del cloruro de titanio (IV) con magnesio fundido a 950 ºC. En cierta prueba piloto se hacen reaccionar 379.8 g de TiCl4 con 72.6 g de Mg y se obtienen experimentalmente 71.0 g de Ti. ¿Cuál es el rendimiento de la reacción?

**TiCl4 (s) + 2 Mg (l)  → Ti (s) + 2 MgCl2 (l)**

1 mol            2 mol         1 mol         2 mol

****

****

Para identificar el RL, se divide cada cantidad de sustancia (mol) por el respectivo coeficiente estequiométrico:

****

****

****

****

****

La urea, es un compuesto químico cristalino, incoloro, con un punto de fusión de 132.7 °C. Se encuentra abundantemente en la orina. Es el principal producto terminal del metabolismo en el hombre y en los mamíferos, y es excretada en grandes cantidades por la orina.

17. consultar los métodos de separación de mezclas 

