

Iniciación a las masas relativas y al mol

INTRODUCCIÓN

El concepto de masa relativa es complicado para alumnos que se inician en el estudio de la Química, Aquí, en la **primera parte** del experimento, intentamos introducir este concepto.

Una vez adquirido este conocimiento se pretende, **en la segunda parte**, introducir al alumno en otro de mucha mayor dificultad como es el concepto de mol.

El Profesor debe decidir, a la vista de las capacidades de sus alumnos, realizar solamente la primera parte o las dos.

OBJETIVOS

Primera parte.- A partir de medidas experimentales introducir el concepto de masa relativa

Segunda parte.- A partir de medidas experimentales introducir el concepto de mol.

MATERIAL PARA LA PRIMERA PARTE

Balanza de dos platillos que aprecie como mínimo décimas de gramo

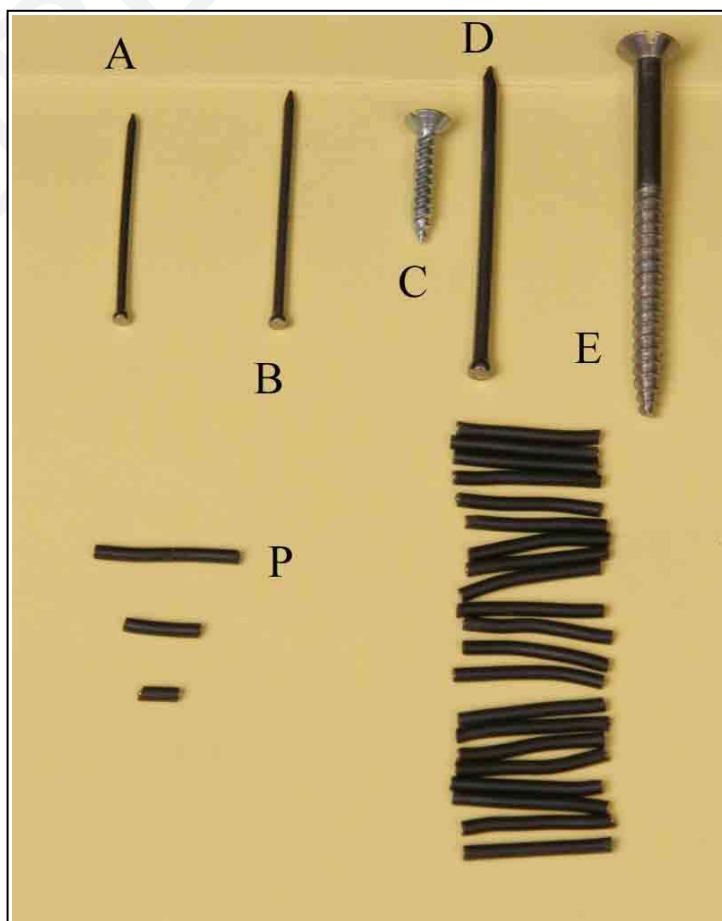
Cinco puntas u otros objetos de diferentes tamaños (pueden servir arandelas, tuercas, etc.)

Hilo de cobre forrado de plástico

El hilo de cobre se corta en trozos iguales, dependiendo su longitud del tamaño de los objetos elegidos.. Para hacerse una idea puede consultarse el solucionario de la práctica. Además se corta uno por la mitad y otro por la cuarta parte. En nuestro experimento los trozos eran de 2 cm de longitud.

PROCEDIMIENTO

1) Identifique a las cinco puntas (u objetos) con las letras A,B,C,D, E , en orden creciente de su tamaño.



Ponga en un platillo de la balanza la punta A y en el otro platillo añada piezas del hilo de cobre, hasta equilibrar la balanza



Cuente el número de piezas de hilo enteras y la fracción correspondiente (por ejemplo, 3 P ; $\frac{1}{2}$ P y $\frac{1}{4}$ de P). Establece que $A = 3,75 P$.

Haga lo mismo con el resto de los objetos. Adjudique un valor arbitrario a P, por ejemplo 2. Adjudique otro valor a P, por ejemplo 7, y rellene la cuarta columna

Tabla 1

Puntas u objetos	Masas relativas respecto de P	Masas relativas si P =2	Masas relativas si P =7
A	A =	A =	A =
B	B=	B=	B=
C	C=	C=	C=
D	D=	D=	D=
E	E=	E=	E=

3) Rellene las siguientes tablas a partir de los valores anteriores. En esas tablas establecemos relación de masas, los valores son independientes del patrón elegido y por tanto esos cocientes también deben ser iguales cuando se hallen entre valores absolutos

Relación ente las masas relativas

	$\frac{A}{B}$	$\frac{B}{C}$	$\frac{D}{E}$	$\frac{A}{C}$	$\frac{A}{D}$	$\frac{A}{E}$	$\frac{C}{D}$	$\frac{C}{E}$	$\frac{D}{E}$
Si P=2									
Si P =7									

4) Pese(ahora conviene una balanza de centésimas de gramo) cada uno de los cinco objetos y haga los cocientes anteriores. Se comprobará que los números obtenidos son iguales ó muy parecidos) a los de la tabla anterior.

Masas reales de los objetos

A	B	C	D	E

Relación entre las masas reales

$\frac{A}{B}$	$\frac{B}{C}$	$\frac{D}{E}$	$\frac{A}{C}$	$\frac{A}{D}$	$\frac{A}{E}$	$\frac{C}{D}$	$\frac{C}{E}$	$\frac{D}{E}$

El profesor insistirá en dos hechos. A) Las masas relativas se eligen respecto de un patrón y según sea éste así son sus valores. Si se cambia de patrón cambian los valores. B) La relación entre más relativas es independiente del patrón elegido y además es el mismo valor que si se utilizan valores reales.

Ahora el profesor puede escoger varios átomos con sus masas relativas y explicarles que estas masas son relativas con respecto de un patrón y que a lo largo de la historia se ha cambiado este patrón y que si en el futuro se cambiase el patrón cambiarían los números pero no la relación entre masas relativas.

MATERIAL PARA LA SEGUNDA PARTE

Veinte puntas u objetos iguales a A, B, C, D y E
Balanza de centésimas de gramos

Es importante que el Profesor seleccione los objetos de modo que sus masas sean lo más parecidas posibles entre sí. Si se trabaja con puntas, algunas son diferentes del resto (se comprueba por simple observación) y es preciso desecharlas. Incluso es bueno pesar los objetos y así seleccionar los más parecidos entre sí.

- 1) Se elige un número N de trozos de hilo, N al cual llamamos “Número de Avogadro” y definimos que un número de objetos N es un “mol”
- 2) Medimos la masa de N trozos de hilo y nos sale un valor m, decimos que un “mol” de P tiene una masa de m gramos
- 3) Establecidos ambos conceptos se toma un “mol” de objetos A (esto es, un número de objetos igual al número de trozos de hilo) y se mide su masa en la balanza.
- 4) Se puede repetir con el resto de los objetos o con parte de ellos

NobjetosA= 1“mol” de A	NobjetosB=1”mol” de B	NobjetosC=1”mol” de C	NobjetosD=1”mol” de D	NobjetoE=1 “mol”de C

Ahora se elige como patrón (m sin unidades) y se calculan las masas relativas de los objetos, siguiendo el procedimiento que se empleó en la tabla 1 de la primera parte.

Tabla 2

Puntas, u objetos	Masas relativas respecto de P	Masas relativas si P = m sin unidades
A	A =	A =
B	B =	B =
C	C =	C =
D	D =	D =
E	E =	E =

Las masas relativas respecto de P y las masas reales de un “mol” son iguales o casi iguales.

Una vez realizado este experimento es Profesor explicará que en química existe un patrón que es el carbono 12 al que se le ha dado un valor relativo de 12. Si a ese 12 le añadimos la unidad gramo entonces nos referimos a un mol y esa masa supone un número N_A que es el llamado Número de Avogadro.

Por tanto para el alumno hablar de un mol quiere decir un número de entidades individuales igual a $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$.

Ahora se explica, a la vista de la tabla periódica, el significado de los números que aparecen con cada especie atómica (por ejemplo F, 19, Na 23 etc)

- a) Son números relativos respecto de un patrón elegido (carbono 12)
- b) Ese número expresado en gramos es un mol de la especie y contiene un número de átomos individuales igual a $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$.

OBSERVACIONES

Creemos que en una primera explicación no conviene mencionar que el patrón elegido es un isótopo de del carbono. Ya que estos conceptos son muy difíciles para el alumno y solamente cuando los haya asimilado se pueden refinar e introducir con todo el rigor.

En un principio en química al hidrógeno se le asignó la masa relativa 1 y los demás átomos tenían masas relativas respecto de ese patrón. Después se eligió como patrón al oxígeno (mezcla de isótopos) lo que constituyó la escala química y los físicos eligieron a un isótopo del oxígeno lo que constituyó la escala física. Ambas escalas eran parecidas aunque no iguales.

Afortunadamente hoy día solamente existe una escala siendo el patrón uno de los isótopos del carbono al que se le asigna el valor arbitrario 12,0000. Un mol de este isótopo tiene una masa de 12,0000 g y un número de entidades individuales $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$, número que se llama de Avogadro

Los demás átomos tienen masas relativas respecto del patrón elegido, por ejemplo el flúor es 19 y 19 gramos de flúor contienen N_A átomos de flúor. El uranio tiene una masa relativa de 238 y 238 gramos de uranio contienen $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de uranio.