

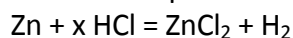
## Capítulo 5 Estequiometría. Cálculos estequiométricos.

En esta lección se proponen ejercicios de igualación de ecuaciones químicas, en primer lugar, y de cálculos estequiométricos sencillos, en segundo lugar. Los primeros ejercicios de igualación de ecuaciones químicas pretenden reforzar el concepto de conservación del número de átomos (o de átomos-gramo) de cada elemento en una reacción química. Después se aborda la igualación de reacciones de oxidación-reducción, preferentemente por el método del ión-electrón. Los ejercicios de cálculos estequiométricos abarcan la aplicación de razones estequiométricas, la determinación del reactivo limitante, el consumo de reactivos y la formación de productos. La complejidad numérica o de cálculo de los ejercicios no es demasiado grande ya que el objetivo básico es la comprensión de los conceptos.

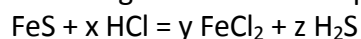
### 5.1 Igualación de ecuaciones químicas

La primera condición para que una ecuación química esté igualada es que haya el mismo número de átomos, de cada uno de los diferentes elementos, en cada lado de la igualdad. En los primeros ejercicios se plantean casos sencillos que pueden resolverse atendiendo a esta condición.

**Ejercicio 5.1.** ¿Qué valor ha de tomar el coeficiente estequiométrico  $x$  para que la siguiente ecuación química esté igualada?

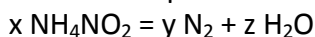


**Ejercicio 5.2.** Escoge la terna de valores de los coeficientes estequiométricos  $x$ ,  $y$ ,  $z$  que igualan la siguiente ecuación química:

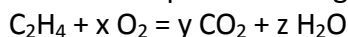


- a.  $x=2, y=2, z=1$       b.  $x=1, y=2, z=1$   
c.  $x=2, y=1, z=2$       d.  $x=2, y=1, z=1$

**Ejercicio 5.3.** Indica el valor de los coeficientes estequiométricos  $x, y, z$  para que la siguiente ecuación química esté igualada:

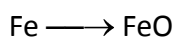


**Ejercicio 5.4.** Indica el valor de los coeficientes estequiométricos  $x, y, z$  para que la siguiente ecuación química esté igualada:



En la mayoría de reacciones hay un cambio en el estado de oxidación de algunos elementos, produciéndose un intercambio de electrones. La reacción global se divide en dos semirreacciones: una de oxidación, donde el estado de oxidación de un determinado elemento aumenta, y otra de reducción, donde el estado de oxidación de otro elemento disminuye. Como en la reacción global el balance de electrones debe ser nulo, la determinación del cambio en los estados de oxidación nos ayuda a igualar las reacciones químicas. En los siguientes ejercicios se propone trabajar estos conceptos, así como la igualación por el método del ión-electrón.

**Ejercicio 5.5.** Indica el número de electrones que intervienen en la semirreacción de oxidación del hierro a óxido de hierro(II):

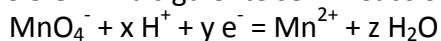


**Ejercicio 5.6.** Relaciona cada semirreacción con el número de electrones que interviene en cada una de ellas:

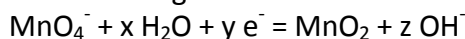
1.  $\text{MnO}_4^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+}$       a. 2  
2.  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \longrightarrow 2 \text{Cr}^{3+}$       b. 5  
3.  $\text{Cu} \longrightarrow \text{Cu}^{2+}$       c. 1  
4.  $\text{SO}_4^{2-} \longrightarrow \text{SO}_3^{2-}$       d. 6

**Ejercicio 5.7.** De las semirreacciones del ejercicio anterior indica cuáles corresponden a una reducción y cuáles a una oxidación.

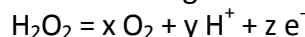
**Ejercicio 5.8.** En la siguiente semirreacción indica el valor de las incógnitas  $x, y, z$ :



**Ejercicio 5.9.** En la siguiente semirreacción indica el valor de las incógnitas  $x, y, z$ :

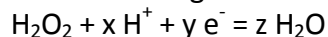


**Ejercicio 5.10.** En la siguiente semirreacción indica el valor de las incógnitas x, y, z:



**Ejercicio 5.11.** Escribe igualada la reacción de oxidación del agua oxigenada por acción del permanganato potásico, en medio ácido clorhídrico, siguiendo los ejercicios 8 y 10.

**Ejercicio 5.12.** En la siguiente semirreacción indica el valor de las incógnitas x, y, z:



**Ejercicio 5.13.** Escribe igualada la reacción de descomposición del agua oxigenada, en agua y oxígeno, siguiendo los ejercicios 10 y 12.

**Ejercicio 5.14.** El tiosulfato sódico,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , es oxidado por el yodo a tetratiónato sódico,  $\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$ , mientras que el yodo se reduce a yoduro. Escribe igualada esta reacción.

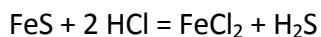
**Ejercicio 5.15.** La reducción del nitrógeno o del ión nitrato a amoníaco es un proceso fotosintético importante.

- Iguala la reducción del nitrógeno a amoníaco, en medio ácido.
- Iguala la reducción del ión nitrato a amoníaco, en medio ácido.

## 5.2 Cálculos estequiométricos

Una vez igualada una ecuación química se pueden realizar cálculos estequiométricos. La ecuación química igualada nos indica los coeficientes estequiométricos de cada sustancia y las relaciones estequiométricas entre cada par de ellas, es decir, la relación entre los moles de una sustancia y otra que intervienen en la reacción. En el caso de reacciones en fase gas, esta relación entre moles también indica relación entre volúmenes, suponiendo comportamiento ideal. En los siguientes ejercicios se trabajaran estas relaciones, así como el concepto de reactivo limitante, y se realizaran cálculos estequiométricos.

**Ejercicio 5.16.** Calcular los moles de ácido clorhídrico que reaccionaran con 1 mol de sulfuro de hierro(II), según la reacción:

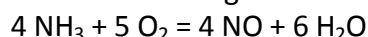


**Ejercicio 5.17.** ¿Cuántos litros de dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ), en condiciones normales de presión y temperatura, se formaran en la combustión de 1 mol de carbono?

**Ejercicio 5.18.** ¿Cuántos litros de gas nitrógeno se combinan con 5 litros de gas oxígeno, medidos en las mismas condiciones, para formar dióxido de nitrógeno ( $\text{NO}_2$ )?

**Ejercicio 5.19.** Se hacen reaccionar 8 moles de nitrógeno con 14 moles de oxígeno según la reacción:  $\text{N}_2 + 1/2 \text{O}_2 = \text{N}_2\text{O}$ . ¿Cuál es el reactivo limitante?

**Ejercicio 5.20.** Dada la siguiente reacción en fase gas:



Indicar si el siguiente enunciado es cierto o falso: al mezclar 2 litros de amoníaco con 2 litros de oxígeno, a una cierta presión y temperatura, el reactivo limitante es el oxígeno, se formaran 1.6 litros de monóxido de nitrógeno y 2.4 litros de agua, y sobrarán 0.6 litros de amoníaco.

**Ejercicio 5.21.** Dada la reacción en fase gas:  $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2 \text{SO}_3$ . Relacionar las cantidades de reactivos que se indican en cada ítem, con el número de moles de  $\text{SO}_3$  que pueden obtenerse.

- |  |                          |
|--|--------------------------|
| 1. 7 moles $\text{SO}_2$                           | a. 2 moles $\text{SO}_3$ |
| 2. 1 mol $\text{O}_2$                              | b. 7 " "                 |
| 3. 8 moles $\text{SO}_2$ y 3 moles $\text{O}_2$    | c. 6 " "                 |
| 4. 6 moles $\text{SO}_2$ y 4 moles de $\text{O}_2$ | d. 4 " "                 |

**Ejercicio 5.22.** Igualar la reacción entre el dicromato potásico y el cloruro de hierro(II), en presencia de ácido clorhídrico, sabiendo que se forma cloruro de cromo(III) y cloruro de hierro(III).

**Ejercicio 5.23.** De acuerdo con el ejercicio anterior, a) determinar el reactivo limitante cuando se hacen reaccionar 50 ml de dicromato potásico 0.1M con 200 ml de cloruro de hierro(II); b) calcular los moles de cloruro de cromo(III) y de cloruro de hierro(III) que se formaran, así como la molaridad resultante de ambas sustancias.

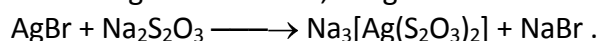
**Ejercicio 5.24.** Igualar la reacción entre el peróxido de hidrógeno y el cobre, en presencia de ácido clorhídrico.

**Ejercicio 5.25.** De acuerdo con el ejercicio anterior, a) determinar el reactivo limitante cuando se hacen reaccionar 2 moles de peróxido de hidrógeno, 1 átomo-gramo de cobre y 3 moles de ácido clorhídrico; b) calcular los moles de exceso de los reactivos y

los moles que se formaran de productos.

**Ejercicio 5.26.** Igualar la reacción redox entre los iones plata de una emulsión fotográfica y el revelador hidroquinona  $\text{HO}-\text{C}_6\text{H}_4-\text{OH}$ , el cuál se oxida a quinona  $\text{O}=\text{C}_6\text{H}_4=\text{O}$ .

**Ejercicio 5.27.** De acuerdo con el ejercicio anterior, a) calcular los ml de una disolución 0.05M de hidroquinona que se gastarían en la reducción del 20% de 1 g de bromuro de plata, contenido en una emulsión fotográfica; b) calcular los ml de una disolución 0.1M de tiosulfato sódico que harían falta para disolver el bromuro de plata restante según la reacción, no igualada:



**Ejercicio 5.28.** Se quiere obtener 200 kg de un vidrio silicato que contenga un 13.5% en peso de  $\text{Na}_2\text{O}$  y un 4.7% en peso de  $\text{CaO}$ . Para introducir estos óxidos en el vidrio se utilizan, como materias primas, soda Solvay (carbonato de sodio) y caliza (carbonato de calcio). Calcular los kg que harán falta de estas materias primas.

La neutralización de una sustancia consiste en añadirle otra sustancia con la que reaccione totalmente; por ejemplo, para neutralizar un ácido se añade una base, para neutralizar un oxidante se añade un reductor. Cuando se ha añadido la cantidad estequiométrica, es decir, la cantidad precisa para que la reacción se haya completado, se dice que se ha alcanzado el punto de neutralización. En los siguientes ejercicios se trabajará este concepto. Ya que las neutralizaciones suelen hacerse empleando disoluciones, se trabajará básicamente con éstas.

**Ejercicio 5.29.** Calcular los ml de disolución 0.1M de hidróxido sódico para neutralizar 50 ml de disolución 0.1M de ácido sulfúrico.

**Ejercicio 5.30.** Relacionar el volumen de disolución 0.1M de hidróxido sódico necesario para neutralizar 100 ml de los siguientes ácidos:

- |                           |           |
|---------------------------|-----------|
| 1. Acido clorhídrico 0.2M | a. 50 ml. |
| 2. " acético 0.1M         | b. 100 "  |
| 3. " sulfúrico 0.05M      | c. 200 "  |
| 4. " carbónico 0.1M       | d. 400 "  |

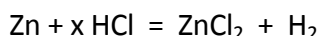
**Ejercicio 5.31.** De acuerdo con el ejercicio 11, calcular los ml de disolución 0.02M de permanganato potásico que se necesitan para neutralizar 10 ml de disolución 0.05M de peróxido de hidrógeno.

**Ejercicio 5.32.** De acuerdo con el ejercicio 22, calcular los ml de disolución 0.04M de dicromato potásico necesarios para neutralizar 25 ml de disolución 0.2M de cloruro de hierro(II).

### 5.3 Respuestas a los ejercicios

#### 5.1. 2

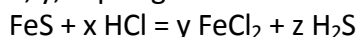
Igualar una ecuación química significa que deben haber el mismo número de moles (a nivel macroscópico) o bien de átomos (a nivel atómico-molecular) de cada elemento en ambos lados de la ecuación. En este caso para la ecuación química:



comparando el número de átomos de Cloro e Hidrógeno a derecha e izquierda, es fácil ver que  $x = 2$ .

#### 5.2. d. $x=2, y=1, z=1$

Siguiendo el mismo principio que en la respuesta al ejercicio 1, la única terna de valores  $x, y, z$  que iguala la ecuación química:



es la que se indica en la opción d.  $x=2, y=1, z=1$ .

Entonces, para la izquierda de la igualdad tenemos

elemento	n° átomos en la fórmula	coef. esteq.	n° total átomos
Fe	1	1	1
S	1	1	1
H	1	$x=2$	2
Cl	1	$x=2$	2

mientras que para la derecha de la igualdad tenemos

elemento	n° átomos en la fórmula	coef. esteq.	n° total átomos
Fe	1	$y=1$	1
S	1	$z=1$	1
H	2	$z=1$	2
Cl	2	$y=1$	2

#### 5.3. $x=1, y=1, z=2$

En la ecuación  $x \text{NH}_4\text{NO}_2 = y \text{N}_2 + z \text{H}_2\text{O}$  se observa que poniendo  $x=1$  habrá en la izquierda 2 átomos de N, 4 átomos de H y 2 átomos de O; entonces  $y=1$  ya que también habrá dos átomos de N a la derecha, y  $z=2$  puesto que también tendremos 4

átomos de H y 2 de O a la derecha. Escrito en forma más matemática tendríamos que para el N:  $2x=2y$ , para el H:  $4x=2z$ , para el O:  $2x=z$ , que se reducen a dos ecuaciones:  $x=y$ ,  $2x=z$ . Dando a  $x$  el valor 1 obtenemos  $y=1$ ,  $z=2$ . Cuando cada elemento solo aparece en una única sustancia en cada lado de la igualdad, la igualación es simple. Ejemplos de este caso son los ejercicios 1, 2 y 3.

**5.4.**  $x=3, y=2, z=2$

En la ecuación  $C_2H_4 + x O_2 = y CO_2 + z H_2O$  se puede ver que el C solo aparece en el  $C_2H_4$  y en el  $CO_2$ , mientras que el H solo aparece en el  $C_2H_4$  y en el  $H_2O$ , en una sustancia a cada lado de la igualdad; se puede proceder a igualar primero el C y el H y después igualar el O. Ya que hay dos átomos de C a la izquierda, tendremos que  $y=2$ ; para el H tendremos que  $z=2$  y así habrá cuatro átomos de H. En consecuencia a la derecha de la igualdad tendremos  $2 CO_2 + 2 H_2O$  y por tanto seis átomos de oxígeno, con lo que  $x=3$ .

**5.5.** 2

Ya que el Fe se oxida a  $Fe^{2+}$  el número de electrones perdidos por el átomo de hierro son 2:  $Fe \longrightarrow Fe^{2+} + 2 e^-$ . En la oxidación de 1 mol de átomos de Fe a  $Fe^{2+}$  aparecen dos moles de electrones.

**5.6.**  $1 \longrightarrow b, 2 \longrightarrow d, 3 \longrightarrow a, 4 \longrightarrow a$

Al igualar una semirreacción redox, debe tenerse en cuenta que el número de electrones ( $e^-$ ) que intervienen coincide con el cambio de estado de oxidación que experimenta el elemento que se ha oxidado o reducido. En los casos planteados tenemos: 1) El Mn en el anión  $MnO_4^-$  presenta estado de oxidación +7 y pasa a  $Mn^{2+}$ , por tanto gana 5  $e^-$ . 2) El Cr pasa de estado de oxidación +6 en el  $Cr_2O_7^{2-}$  a +3, como gana 3  $e^-$  por cada átomo de Cr que se reduce tenemos en total 6  $e^-$ . 3) El Cu pasa de estado de oxidación 0 a +2, pierde 2  $e^-$ . 4) El S pasa de estado de oxidación +6 a +4, gana 2  $e^-$ .

**5.7.** Reducción: 1, 2, 4. Oxidación: 3.

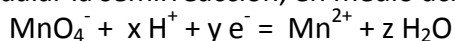
En la reducción hay una ganancia de electrones mientras que en la oxidación hay una pérdida de ellos. En el respuesta anterior ya se ha indicado que en las semirreacciones 1, 2 y 4 hay una ganancia de electrones, por tanto son semirreacciones de reducción, y que en la 3 hay una pérdida de electrones, por tanto es una semirreacción de oxidación. A la sustancia que se reduce se la llama oxidante,



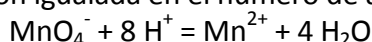
mientras que a la sustancia que se oxida se la llama reductor.

**5.8.**  $x=8, y=5, z=4$

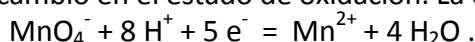
Para igualar la semirreacción, en medio ácido,



por el método del ión-electrón, tenemos que poner a la derecha tantas moléculas de agua como oxígenos hagan falta para compensar los que hay a la izquierda; por tanto  $z=4$ . Después se han de poner a la izquierda tantos iones hidrógeno como hagan falta para compensar los H de la derecha; en este caso ya que  $z=4$  entonces  $x=8$ . La ecuación igualada en el número de átomos es la siguiente:



Finalmente han de igualarse las cargas, sumando el correspondiente número de electrones en uno de los lados de la igualdad; por tanto  $y=5$ . Este número coincide con el cambio en el estado de oxidación. La ecuación finalmente igualada es :

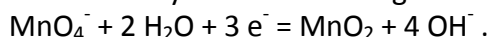


**5.9.**  $x=2, y=3, z=4$

Esta semirreacción se diferencia de la que se presenta en el ejercicio 8 porque se da en medio básico

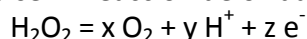


En este caso se ha de cumplir para los O que  $4+x=2+z$ , para los H que  $2x=z$ , con lo cual obtenemos  $x=2$  y  $z=4$ . Finalmente se igualan las cargas con el número conveniente de electrones, el cual coincide con el cambio en el estado de oxidación, y que en este caso es  $y=3$ . La ecuación igualada es:

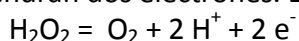


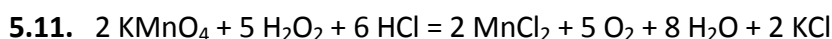
**5.10.**  $x=1, y=2, z=2$

En la semirreacción de oxidación del agua oxigenada

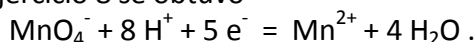


vemos que para igualar los oxígenos e hidrógenos de la izquierda, los valores de  $x$  e  $y$  han de ser 1 y 2 respectivamente. Para igualar las cargas hemos de poner  $z=2$ . El valor de  $z$  coincide con el cambio en el estado de oxidación del O; en la oxidación del agua oxigenada el O pasa de -1 a 0, y como hay dos átomos de O en la molécula entonces intervendrán dos electrones. La ecuación igualada es:

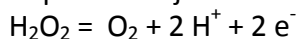




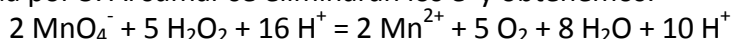
En el ejercicio 8 se obtuvo



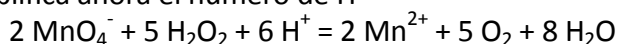
mientras que en el ejercicio 10 se obtuvo



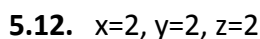
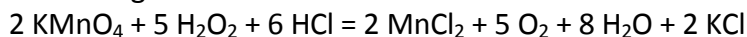
Antes de sumar estas ecuaciones han de igualarse el número de electrones que intervienen en ambas semirreacciones, para lo cual se multiplica la primera por 2 y la segunda por 5. Al sumar se eliminarán los  $\text{e}^-$  y obtenemos:



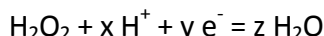
Se simplifica ahora el número de  $\text{H}^+$



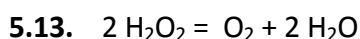
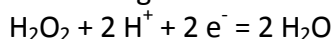
Finalmente, para tener las sustancias neutras, se añaden iones potasio y cloruro, en ambos lados de la igualdad; en este caso serán  $2 \text{K}^+$  y  $6 \text{Cl}^-$ , para formar el permanganato potásico y el ácido clorhídrico, a la izquierda, y el cloruro de manganeso, a la derecha. Como en la derecha aún sobran  $2 \text{K}^+$  y  $2 \text{Cl}^-$ , se formará  $2 \text{KCl}$ . La ecuación igualada es:



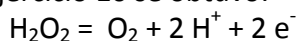
En la semirreacción de reducción del agua oxigenada



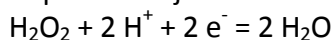
vemos que para igualar los O, el valor de z será igual a 2. Puesto que tendremos 4 H en la derecha de la igualdad, el valor de x será igual a 2. Finalmente obtenemos que  $y=2$ . La ecuación igualada es:



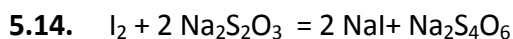
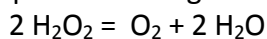
En el ejercicio 10 se obtuvo:



mientras que en el ejercicio 12 se obtuvo:

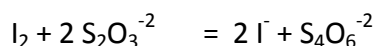
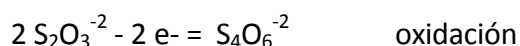
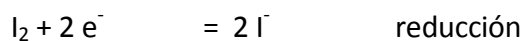


Podemos sumar estas dos semirreacciones y obtendremos la reacción de descomposición del agua oxigenada:

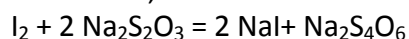


Para el procedimiento de igualación:

- Escribimos las semirreacciones de oxidación y de reducción
- Igualamos cada una de ellas, tanto en átomos como en cargas
- Sumamos las dos semirreacciones, multiplicándolas primero por los números adecuados para que se eliminen los e<sup>-</sup> :

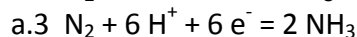
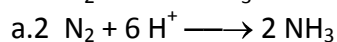
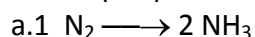


Finalmente se añaden los iones correspondientes para obtener las sustancias neutras, en este caso 4 Na<sup>+</sup>, con lo cual obtenemos:

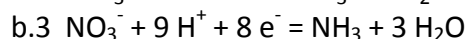
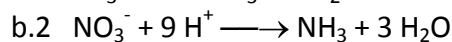
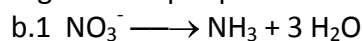


- 5.15.** a.  $\text{N}_2 + 6 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- = 2 \text{NH}_3$   
 b.  $\text{NO}_3^- + 9 \text{H}^+ + 8 \text{e}^- = \text{NH}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$

a) Escribimos la semirreacción de reducción del nitrógeno a amoníaco,  $\text{N}_2 \longrightarrow \text{NH}_3$ , y la igualamos por pasos:

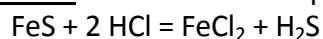


b) Escribimos la semirreacción de reducción del ión nitrato a amoníaco,  $\text{NO}_3^- \longrightarrow \text{NH}_3$ , y la igualamos por pasos:



**5.16.** 2

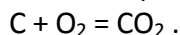
Los coeficientes estequiométricos de la ecuación química igualada nos dan la relación entre moles de las sustancias que intervienen en la reacción. Así pues la reacción:



debe interpretarse de la siguiente manera: por cada mol de FeS que reacciona se consumen 2 moles de HCl, y se obtienen 1 mol de FeCl<sub>2</sub> y 1 mol de H<sub>2</sub>S. Por tanto si sólo se consume 1 mol de FeS harán falta 2 moles de HCl.

**5.17. 22.4**

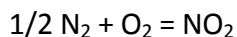
La ecuación química correspondiente a esta reacción es:



Teniendo en cuenta que 1 mol de cualquier gas, considerado como gas ideal, en condiciones normales (1 atm de presión y 0°C de temperatura) ocupa un volumen de 22.4 l, si reacciona 1 mol de carbono se formaran 22.4 l de dióxido de carbono.

**5.18. 2.5**

Si en una reacción química intervienen gases, medidos todos en las mismas condiciones de presión y temperatura, los coeficientes estequiométricos de la ecuación química nos dan también la relación en volumen con que reaccionan estos gases. En este caso la ecuación química igualada es:

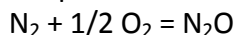


por tanto el volumen de nitrógeno que se combinará con 5 litros de oxígeno será:

$$5 \text{ L O}_2 * (0.5 \text{ L N}_2 / 1 \text{ L O}_2) = 2.5 \text{ L N}_2$$

**5.19. El nitrógeno**

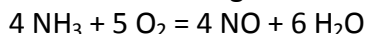
El reactivo limitante es aquel que se encuentra en defecto al producirse la reacción, por tanto cuando él se haya consumido totalmente la reacción finalizará. En este caso si comparamos las relaciones estequiométricas que nos da la ecuación química:



con las cantidades que tenemos de ambos reactivos, observamos que para reaccionar con 14 moles de oxígeno necesitaríamos 28 moles de nitrógeno; como solamente tenemos 8 moles de nitrógeno, éste se encuentra en defecto y actuará de reactivo limitante.

**5.20. Falso**

Dada la reacción en fase gas:



al mezclar 2 litros de amoníaco con 2 litros de oxígeno, es cierto que el reactivo limitante es el  $\text{O}_2$ , que se forman 1.6 L de NO y 2.4 L de  $\text{H}_2\text{O}$ , pero no sobran 0.6 L de  $\text{NH}_3$  sino que sobran 0.4 L. Los litros de nitrógeno que se consumen son:

$$2 \text{ L O}_2 * (4 \text{ L N}_2 / 5 \text{ L O}_2) = 1.6 \text{ L N}_2$$

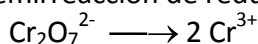
y por tanto, sobran  $2 - 1.6 = 0.4$  L de nitrógeno.

**5.21.** 1  $\longrightarrow$  b, 2  $\longrightarrow$  a, 3  $\longrightarrow$  c, 4  $\longrightarrow$  c

1. 7 moles  $\text{SO}_2$  \* (2 moles  $\text{SO}_3$ /2 moles  $\text{SO}_2$ ) = 7 moles  $\text{SO}_3$
2. 1 mol  $\text{O}_2$  \* (2 moles  $\text{SO}_3$ /1 mol  $\text{O}_2$ ) = 2 moles  $\text{SO}_3$
3. El reactivo limitante es el oxígeno  
3 moles  $\text{O}_2$  \* (2 moles  $\text{SO}_3$ /1 mol  $\text{O}_2$ ) = 6 moles  $\text{SO}_3$
4. El reactivo limitante es el  $\text{SO}_2$   
6 moles  $\text{SO}_2$  \* (2 moles  $\text{SO}_3$ /2 moles  $\text{SO}_2$ ) = 6 moles  $\text{SO}_3$

**5.22.**  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 6 \text{FeCl}_2 + 14 \text{HCl} = 2 \text{CrCl}_3 + 6 \text{FeCl}_3 + 2 \text{KCl} + 7 \text{H}_2\text{O}$

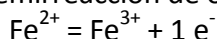
a) La semirreacción de reducción del dicromato a cromo(III) será



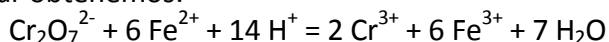
que al igualarla por pasos con el método del ión-electrón tenemos:

- a.1  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \longrightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2$
- a.2  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ \longrightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$
- a.3  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- = 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$

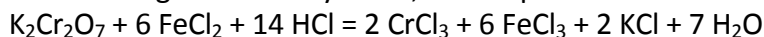
b) La semirreacción de oxidación del Fe(II) a Fe(III) será:



Para sumar las dos ecuaciones tenemos que multiplicar primero la ecuación b por 6, y al sumar obtenemos:



Finalmente, para tener las sustancias neutras en la ecuación, tenemos que añadir a ambos lados de la igualdad  $2 \text{K}^+$  y  $26 \text{Cl}^-$ , con lo que obtenemos:



- 5.23.** a) El  $\text{FeCl}_2$   
b) 0.0067 moles  $\text{CrCl}_3$ , 0.020 moles  $\text{FeCl}_3$

a) 50 ml de dicromato potásico 0.1M representan:

$$0.050 \text{ l} * 0.1 \text{ moles/l} = 0.005 \text{ moles de } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

200 ml de cloruro de hierro(II) 0.1M representan:

$$0.200 \text{ l} * 0.1 \text{ moles/l} = 0.020 \text{ moles de } \text{FeCl}_2$$

De acuerdo con la estequiometría de la reacción, resuelta en el ejercicio anterior, cada mol de dicromato potásico reacciona con 6 moles de cloruro de hierro(II). Por tanto 0.005 moles de dicromato potásico reaccionaran con  $0.005 * 6 = 0.030$  moles de cloruro de hierro(II); puesto que solo hay 0.020 moles de éste último, el cloruro de

hierro(II) estará en defecto y es por consiguiente el reactivo limitante.

b) Los cálculos de los productos formados se realizan, siempre, a partir del reactivo limitante:

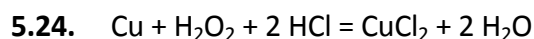
$$0.020 \text{ moles FeCl}_2 * 2 \text{ moles CrCl}_3 / 6 \text{ moles FeCl}_2 = 0.0067 \text{ moles CrCl}_3$$

$$0.020 \text{ moles FeCl}_2 * 6 \text{ moles FeCl}_3 / 6 \text{ moles FeCl}_2 = 0.020 \text{ moles FeCl}_3$$

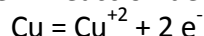
Para calcular la molaridad del  $\text{CrCl}_3$  y del  $\text{FeCl}_3$  consideraremos que los volúmenes son aditivos, por tanto  $V=0.050+0.200=0.250$  l. Entonces

$$c(\text{CrCl}_3) = 0.0067 / 0.25 = 0.027 \text{ molar}$$

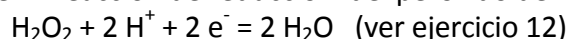
$$c(\text{FeCl}_3) = 0.020 / 0.25 = 0.080 \text{ molar}$$



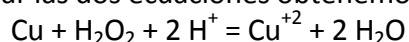
a) La semirreacción de oxidación del Cu a Cu(II) será:



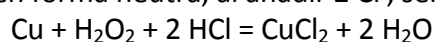
b) La semirreacción de reducción del peróxido de hidrógeno será:



Al sumar las dos ecuaciones obtenemos:



y que en forma neutra, al añadir  $2 \text{Cl}^-$ , será:



**5.25.** a) El cobre

b) Exceso de 1 mol de  $\text{H}_2\text{O}_2$  y 1 mol de HCl

Se forman 1 mol de  $\text{CuCl}_2$  y 2 moles de agua.

a) De acuerdo con la estequiometría del ejercicio anterior, 1 átomo-gramo de cobre reaccionaria con 1 mol de peróxido de hidrógeno y 2 moles de HCl; como tenemos 2 moles de  $\text{H}_2\text{O}_2$  y 3 moles de HCl, vemos que hay exceso de estas sustancias y que por tanto el reactivo limitante es el cobre.

b) Los cálculos se realizan a partir del cobre. Calculemos las cantidades que se gastan de los reactivos:

$$1 \text{ at-g Cu} * (1 \text{ mol H}_2\text{O}_2 / 1 \text{ at-g Cu}) = 1 \text{ mol H}_2\text{O}_2$$

$$1 \text{ at-g Cu} * (2 \text{ moles HCl} / 1 \text{ at-g Cu}) = 2 \text{ moles HCl}$$

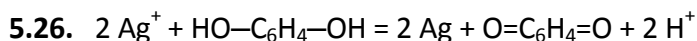
por tanto sobrarán 1 mol de  $\text{H}_2\text{O}_2$  y 1 mol de HCl.

Calculemos las cantidades que se formarán de productos:

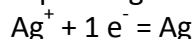
$$1 \text{ at-g Cu} * (1 \text{ mol CuCl}_2 / 1 \text{ at-g Cu}) = 1 \text{ mol CuCl}_2$$

$$1 \text{ at-g Cu} * (2 \text{ moles H}_2\text{O} / 1 \text{ at-g Cu}) = 2 \text{ moles H}_2\text{O}$$

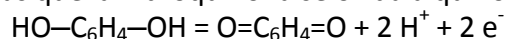
por tanto se formarán 1 mol de  $\text{CuCl}_2$  y 2 moles de agua.



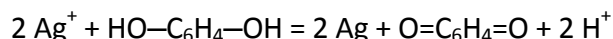
Los iones plata  $\text{Ag}^+$  se reducen a plata metálica:



mientras que la hidroquinona se oxida a quinona:



Multiplicamos la primera semirreacción por 2, las sumamos y la ecuación igualada será:



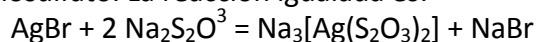
a) Para reducir el 20% de 1g de AgBr, es decir 0.20g, con una disolución 0.05 molar de hidroquinona (HQ) se necesita:

$$0.20\text{g AgBr} * (1 \text{ mol AgBr}/187.77 \text{ g AgBr}) = 0.00107 \text{ moles AgBr}$$

$$0.00107 \text{ moles AgBr} * (1 \text{ mol HQ}/2 \text{ moles AgBr}) = 0.00053 \text{ moles de HQ}$$

$$0.00053 \text{ moles HQ} * (1 \text{ L}/0.05 \text{ moles}) * (1000 \text{ ml}/1 \text{ L}) = 10.7 \text{ ml}$$

b) El AgBr restante, que es 0.80g, se disuelve por complejación de los iones plata con iones tiosulfato. La reacción igualada es:

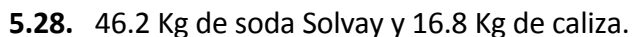


El volumen de disolución 0.1M de tiosulfato sódico necesario es:

$$0.80\text{g AgBr} * (1 \text{ mol AgBr}/187.77\text{g AgBr}) = 0.00426 \text{ moles AgBr}$$

$$0.00426 \text{ moles AgBr} * (2 \text{ moles Na}_2\text{S}_2\text{O}_3/1 \text{ mol AgBr}) = 0.00852 \text{ moles Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$$

$$0.00852 \text{ moles Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 * (1 \text{ L}/0.1 \text{ mol}) * (1000 \text{ ml}/1 \text{ L}) = 85.2 \text{ ml}$$



Para calcular la cantidad de soda Solvay:

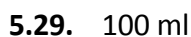
$$200 \text{ Kg vidrio} * (13.5 \text{ Kg Na}_2\text{O}/100 \text{ Kg vidrio}) * (1 \text{ mol Na}_2\text{O}/0.062 \text{ Kg Na}_2\text{O}) *$$

$$* (1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3/1 \text{ mol Na}_2\text{O}) * (0.106 \text{ Kg Na}_2\text{CO}_3/1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3) = 46.2 \text{ Kg Na}_2\text{CO}_3$$

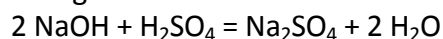
Para calcular la cantidad de caliza:

$$200 \text{ Kg vidrio} * (4.7 \text{ Kg CaO}/100 \text{ Kg vidrio}) * (1 \text{ mol CaO}/0.0561 \text{ Kg CaO}) *$$

$$* (1 \text{ mol CaCO}_3/1 \text{ mol CaO}) * (0.1001 \text{ Kg CaCO}_3/1 \text{ mol CaCO}_3) = 16.8 \text{ Kg CaCO}_3$$



La reacción igualada es:



Para neutralizar 50 ml de ácido sulfúrico 0.1M con hidróxido sódico 0.1M, haran falta de éste último:

$$0.050 \text{ L} * (0.1 \text{ moles H}_2\text{SO}_4/1 \text{ L}) * (2 \text{ moles NaOH}/1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4) = 0.010 \text{ moles NaOH}$$

$$0.010 \text{ moles NaOH} * (1 \text{ L}/0.1 \text{ moles NaOH}) * (1000 \text{ ml}/1 \text{ L}) = 100 \text{ ml}$$

El cálculo anterior se puede reducir a una fórmula:

$$V_{ac} * C_{ac} * R_{b/ac} = V_b * C_b$$

donde ac indica ácido, b indica base y  $R_{b/ac}$  es la relación de coeficientes estequiométricos entre la base y el ácido. En este caso  $V_b = 50 * 0.1 * 2 / 0.1$  y por tanto  $V_b = 100 \text{ ml}$

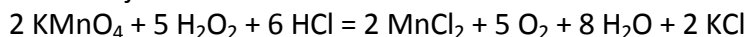
**5.30.** 1  $\longrightarrow$  c, 2  $\longrightarrow$  b, 3  $\longrightarrow$  b, 4  $\longrightarrow$  c

Aplicando la fórmula del ejercicio anterior:  $V_{ac} * C_{ac} * R_{b/ac} = V_b * C_b$

- |   |   |
|---|---|
| 1. Para el HCl                            | $V_b = 100 * 0.2 * 1 / 0.1 = 200 \text{ ml}$  |
| 2. Para el HAC                            | $V_b = 100 * 0.1 * 1 / 0.1 = 100 \text{ ml}$  |
| 3. Para el H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> | $V_b = 100 * 0.05 * 2 / 0.1 = 100 \text{ ml}$ |
| 4. Para el H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> | $V_b = 100 * 0.1 * 2 / 0.1 = 200 \text{ ml}$  |

**5.31.** 10 ml

La reacción del ejercicio 11 es:



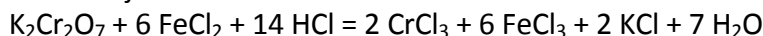
Para la neutralización de un oxidante y un reductor puede aplicarse la fórmula:

$$V_{ox} * C_{ox} * R_{red/ox} = V_{red} * C_{red}$$

donde ox hace referencia al oxidante, red al reductor y  $R_{red/ox}$  es la relación estequiométrica entre el reductor y el oxidante. Para neutralizar 10 ml de peróxido de hidrógeno 0.05M (el reductor) con permanganato potásico 0.02M (el oxidante), harán falta de éste último:  $V_{ox} = 10 * 0.05 / (0.02 * 5/2)$ , de donde  $V_{ox} = 10 \text{ ml}$ .

**5.32.** 20.8 ml

La reacción del ejercicio 22 es:



Vemos que  $R_{red/ox} = 6/1 = 6$ . Para neutralizar 25 ml de cloruro de hierro(II) 0.2M (el reductor) con dicromato potásico 0.04M (el oxidante), harán falta de éste último:  $V_{ox} = 25 * 0.2 / (0.04 * 6)$ , de donde  $V_{ox} = 20.8 \text{ ml}$ .