

# Química

## 2º Bachillerato. Tema 7. Reacciones REDOX(I).

### Índice

1. CONTENIDOS	2
2. Conceptos de Oxidación y Reducción. Reacciones REDOX	19
3. Ajuste de reacciones REDOX por el método del ión-electrón	20
4. EJERCICIOS DE AJUSTE DE REACCIONES REDOX	25
5. Ajuste de reacciones REDOX por el método del estado o número de oxidación	29
6. ¿Qué hay que saberse?	29

# 1. CONTENIDOS

QUÍMICA. 2º BACHILLERATO.

## EQUILIBRIOS DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN

Contenidos:

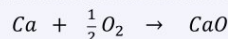
- 1) Introducción al concepto de oxidación y reducción
- 2) Número de oxidación
- 3) Oxidantes y reductores
- 4) Ajuste de reacciones redox (método del ion-electrón)

---

### 1) INTRODUCCIÓN AL CONCEPTO DE OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN

Históricamente el término oxidación hacía referencia a la interacción de una sustancia con el oxígeno:

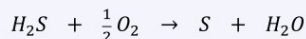
- Oxidación: hacía referencia a la ganancia de peso (de oxígeno) de una sustancia cuando se combinaba con el oxígeno. En la siguiente reacción el calcio se oxida:



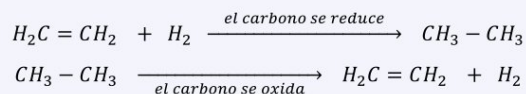
- Reducción: hacía referencia a la pérdida de peso de una sustancia (óxido) cuando perdía oxígeno. En la siguiente reacción el zinc se reduce:



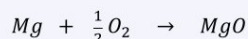
Este concepto inicial se fue haciendo cada vez más complejo. Así, en la siguiente reacción se considera que el azufre se oxida:



Podemos ver que el azufre del sulfuro de hidrógeno no ha ganado oxígeno, sino que en este caso ha perdido el hidrógeno al que estaba unido. Añadiremos pues que son *oxidaciones aquellas reacciones que conlleven la eliminación de hidrógeno*. De la misma forma, se considerarán *reducciones aquellas reacciones que conlleven la ganancia de hidrógeno*. Otro ejemplo de este caso lo forman las reacciones de hidrogenación del eteno/deshidrogenación del etano:



Hay otras reacciones, en las que intervienen la mayor parte de los elementos no metálicos, que son similares a las reacciones de oxidación en las que interviene el oxígeno. Por ejemplo, comparando la reacción de oxidación del magnesio con la reacción de este metal con el cloro:



En la reacción anterior se considera que el magnesio se oxida en presencia de cloro.

No fue hasta el conocimiento de la estructura electrónica de los átomos y de las características de los enlaces que no se pudo comprender correctamente cuál es el nexo común de todas las reacciones anteriores. Así:

*Una oxidación es un proceso químico en el que un elemento químico termina perdiendo electrones.  
Una reducción es el proceso inverso, es decir, el elemento químico termina ganando electrones.*

Esta definición implica que no existe un proceso de oxidación aislado, es decir, si en una reacción química un elemento pierde electrones (se oxida) es porque hay otro elemento que los gana (se reduce). Se habla, por tanto, de *reacciones de oxidación-reducción o de reacciones redox*.

*Son reacciones químicas en las que se produce una transferencia de electrones  
entre la sustancia que se oxida y la sustancia que se reduce.*

## **2.- NÚMERO DE OXIDACIÓN**

Objetivo: se trata de encontrar un procedimiento que permita conocer si una reacción química es un proceso redox, es decir, conocer cuál es la especie que se oxida y cuál es la que se reduce.

Para conseguir este objetivo se define el número de oxidación<sup>1</sup> de un elemento en un compuesto como *la carga aparente que tiene dicho elemento en ese compuesto*.

Se puede asignar un número de oxidación a un átomo en un compuesto porque cada uno se caracteriza por un estado de oxidación que es debido al número de electrones que gana o pierde, ya sea de forma total (compuestos iónicos) o parcial (compuestos covalentes).

La idea básica está en asignar los electrones de un enlace entre dos átomos al que sea más electronegativo. Si la electronegatividad es similar cada uno de los electrones del enlace se comparte por igual entre los dos átomos.

Teniendo en cuenta todo lo anterior, se pueden establecer una serie de reglas que permiten asignar un número de oxidación a cada uno de los elementos químicos que intervienen en una reacción química. Veremos aquí unas reglas adaptadas para conocer el número de oxidación en las reacciones redox que se suelen analizar en química de 2º de bachillerato.

- 1) El número de oxidación de todos los elementos libres, en su estado natural, es cero.
- 2) El número de oxidación del hidrógeno en sus compuestos es +1, excepto en los hidruros metálicos, que es -1.
- 3) El número de oxidación del oxígeno en sus compuestos es -2, excepto en los peróxidos, donde es -1.
- 4) El número de oxidación de los metales es positivo y coincide con la valencia que tiene en dicho compuesto (alcalinos: +1; alcalino-térreos: +2; térreos: + 3; etc...).
- 5) En los haluros el número de oxidación del halógeno es -1.
- 6) El flúor siempre tiene número de oxidación -1.
- 7) Para el resto de elementos que pudiera haber en un compuesto el número de oxidación se asigna de manera que:
  - Si se trata de una molécula neutra, la suma algebraica de los números de oxidación de sus átomos es igual a cero.
  - Si se trata de un ion, la suma algebraica de los números de oxidación de sus átomos es igual a la carga del ion.

A la vista de las reglas anteriores se puede tener tendencia a pensar que el número de oxidación coincide con la valencia del elemento en el compuesto. Sin embargo, como se verá en algunos casos (ejemplos 6, 7 y 8), esto no siempre es así.

<sup>1</sup> También se puede llamar *estado de oxidación o índice de oxidación*.

Compuesto	Números de oxidación		Suma		
	<i>En rojo:</i> asignados según reglas 1 a 6 <i>En azul:</i> asignados según regla 7 <i>En verde:</i> asignados por intuición <sup>2</sup>				
$NH_3$	$\frac{-3}{1 \text{ de N}}$	$\frac{+1}{3 \text{ de H}}$	$1 \cdot (-3) + 3 \cdot (+1) = 0$		
$SO_4^-$	$\frac{+6}{1 \text{ de S}}$	$\frac{-2}{4 \text{ de O}}$	$1 \cdot (+6) + 4 \cdot (-2) = -2$		
$KMnO_4$	$\frac{+1}{1 \text{ de K}}$	$\frac{+7}{1 \text{ de Mn}}$	$1 \cdot (+1) + 1 \cdot (+7) + 4 \cdot (-2) = 0$		
$(NH_4)_3PO_4$	$\frac{-3}{3 \text{ de N}}$	$\frac{+1}{12 \text{ de H}}$	$\frac{+5}{1 \text{ de P}}$	$\frac{-2}{4 \text{ de O}}$	$3 \cdot (-3) + 12 \cdot (+1) + 1 \cdot (+5) + 4 \cdot (-2) = 0$
$Cr_2O_7^-$	$\frac{+6}{2 \text{ de Cr}}$	$\frac{-2}{7 \text{ de O}}$	$Carga = -2$	$2 \cdot (+6) + 7 \cdot (-2) = -2$	
$CH_3Cl$	$\frac{-2}{1 \text{ de C}}$	$\frac{+1}{3 \text{ de H}}$	$\frac{-1}{1 \text{ de Cl}}$	$1 \cdot (-2) + 3 \cdot (+1) + 1 \cdot (-1) = 0$	
$CH_3COO^-$	$\frac{0}{2 \text{ de C}}$	$\frac{+1}{4 \text{ de H}}$	$\frac{-2}{2 \text{ de O}}$	$Carga = -1$	$2 \cdot (0) + 4 \cdot (+1) + 2 \cdot (-2) = 0$
$CH_2Cl_2$	$\frac{0}{1 \text{ de C}}$	$\frac{+1}{2 \text{ de H}}$	$\frac{-1}{2 \text{ de Cl}}$	$1 \cdot (0) + 2 \cdot (+1) + 2 \cdot (-1) = 0$	

### **3) OXIDANTES Y REDUCTORES**

Una vez conocido el número de oxidación de los elementos que intervienen en un proceso redox, podemos establecer una serie de conceptos, ideas y términos:

① Un elemento químico se ha oxidado si su número de oxidación ha aumentado una vez transcurrido el proceso redox.

<sup>2</sup> Evidentemente se tienen en cuenta las valencias de los elementos en la asignación

- ② Un elemento químico se ha reducido si su número de oxidación ha disminuido una vez transcurrido el proceso redox.
- ③ Oxidante es el compuesto que produce la oxidación, es decir, tiene capacidad de ganar electrones. *En un proceso redox el oxidante es el compuesto que contiene al elemento que se reduce.*
- ④ Reductor es el compuesto que produce la reducción, es decir, tiene capacidad de ceder electrones. *En un proceso redox el reductor es el compuesto que contiene al elemento que se oxida.*

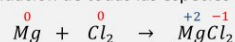
**Problema 1**

Identificar las especies que se oxidan y que se reducen en los siguientes procesos redox. Identificar también oxidantes y reductores.

- a)  $Mg + Cl_2 \rightarrow MgCl_2$   
 b)  $Cd(NO_3)_2 + H_2S \rightarrow CdS + HNO_3$   
 c)  $CH_2 = CH_2 + Br_2 \rightarrow CH_2Br - CH_2Br$   
 d)  $HI + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + SO_2 + 2H_2O$

Solución:

a) Primero identificamos los números de oxidación de todas las especies que intervienen en el proceso:



Podemos ver que el magnesio aumenta su número de oxidación de 0 a +2. El magnesio se oxida. También podemos ver que el cloro disminuye su número de oxidación de 0 a -1. El cloro se reduce.

Por tanto:

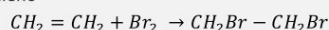
El magnesio se oxida porque en presencia del cloro es un reductor. De la misma manera el cloro se reduce porque en presencia de magnesio es un oxidante.

b) Reacción del sulfuro de hidrógeno con el nitrato de cadmio

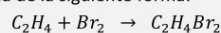


Esta reacción química no es un proceso redox.

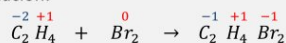
c) Reacción de adición de bromo al etileno



Podemos escribirla de forma más simplificada de la siguiente forma:

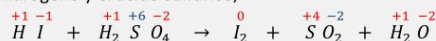


Identificamos ahora los números de oxidación:



Los elementos que cambian su número de oxidación con el carbono y el bromo. El carbono aumenta su número de oxidación de -2 a -1, es decir, se oxida. El bromo disminuye su número de oxidación de 0 a -1, es decir, se reduce. El bromo es el oxidante y el carbono el reductor.

d) Reacción entre el ioduro de hidrógeno y el ácido sulfúrico,



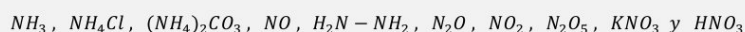
Los elementos que cambian su número de oxidación son el yodo y el azufre. El yodo aumenta su número de oxidación de -1 a 0, es decir, se oxida. El azufre disminuye su número de oxidación de +6 a +4, es decir, se reduce.

El ioduro (que es la forma en que está presente el elemento yodo en reactivos) es el reductor.

El sulfato (que es el anión que contiene al azufre en reactivos) es el oxidante.

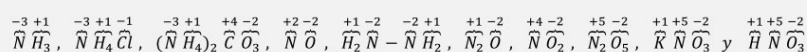
**Problema 2**

El nitrógeno puede actuar con distintos números de oxidación, desde -3 hasta +5, formando diferentes compuestos. De los que se dan a continuación, indicar: cuáles pueden actuar sólo como oxidantes, cuáles sólo como reductores, y cuáles pueden actuar bien como oxidantes o bien como reductores:

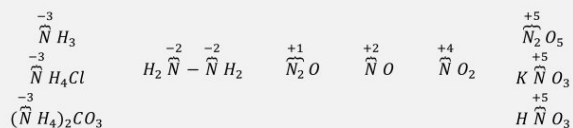


**Solución:**

En primer lugar hay que determinar el número de oxidación del nitrógeno en cada compuesto:



Si ordenamos los compuestos en orden creciente del número de oxidación del nitrógeno obtenemos,



Sólo son reductores, es decir, sólo se pueden oxidar:  $NH_3, NH_4Cl, (NH_4)_2CO_3$

Motivo: tienen el número de oxidación más bajo y solamente puede aumentar. Un aumento del número de oxidación implica una oxidación.

Sólo son oxidantes, es decir, sólo se pueden reducir:  $N_2O_5, KNO_3 \text{ y } HNO_3$

Motivo: tienen el número de oxidación más alto y solamente puede disminuir. Una disminución del número de oxidación implica una reducción.

Pueden ser oxidantes o reductores:  $NO, H_2N-NH_2, N_2O, NO_2$

Motivo: pueden aumentar su número de oxidación y, por tanto oxidarse, o bien, pueden disminuir su número de oxidación y, por tanto, reducirse.

**Problema 3**

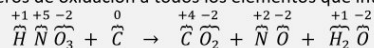
Para la reacción:  $HNO_3 + C \rightarrow CO_2 + NO + H_2O$

Justifique la veracidad o falsedad de las afirmaciones siguientes:

- El número de oxidación del oxígeno pasa de -2 a 0.
- El carbono se oxida a  $CO_2$ .
- El  $HNO_3$  se reduce a  $NO$ .

**Solución:**

Empezaremos por asignar los números de oxidación a todos los elementos que intervienen en la reacción:



- La afirmación es falsa ya que el número de oxidación del oxígeno en los compuestos es -2 excepto cuando forma parte de peróxidos, donde es -1 o cuando está unido al flúor, donde es +2. Estas dos excepciones no se dan en la reacción.
- El carbono aumenta su número de oxidación de 0 a +4, luego es cierto que se oxida de la forma elemental a formar parte del compuesto  $CO_2$ .
- El nitrógeno tiene número de oxidación +5, cuando forma parte del ácido nítrico, y número de oxidación +2 cuando forma parte del monóxido de nitrógeno. Por tanto es cierto que disminuye su número de oxidación y, por tanto, se reduce.

#### 4) AJUSTE DE REACCIONES REDOX (MÉTODO DEL ION-ELECTRÓN)

Hay un buen número de reacciones de oxidación-reducción cuyo ajuste es complicado si se recurre simplemente al método de tanteo. Conviene, por tanto, establecer algún procedimiento que permita conseguir la reacción química ajustada respecto de todas las especies presentes en la reacción. Es el paso previo a la realización de problemas que requieren del conocimiento de la estequiometría de la reacción.

Por otra parte, aunque el objetivo último del procedimiento de ajuste es conseguir la reacción química ajustada, también es un medio muy útil para identificar las especies oxidante y reductora así como el número de electrones que intervienen en el proceso.

El método que veremos se denomina método del ion-electrón. Se basa en realizar dos balances: *un balance de masa* que asegure que exista el mismo número de átomos de cada elemento en reactivos y productos y *un balance de carga* cuyo fin es igualar el número de electrones cedidos en la oxidación y ganados en la reducción.

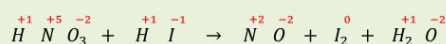
Veremos primero dos ejemplos de ajuste, uno en medio ácido y otro en medio básico. Después se resolverán algunos problemas de aplicación. El primer ejemplo se analizará minuciosamente paso a paso, anotando en rojo los resultados de la aplicación de cada paso en el ejemplo concreto. En el segundo ejemplo se seguirán también todos los pasos, pero en los problemas el proceso se simplificará adaptándose a la situación y necesidades concreta de cada reacción.

**Ejemplo 1.** La reacción entre el ácido nítrico y el ácido yodhídrico produce yodo y monóxido de nitrógeno según la siguiente reacción, que debe ser ajustada por el método del ion-electrón.



##### Paso 1.

Números de oxidación. Identificar las especies que se oxidan y que se reducen



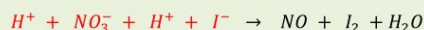
El nitrógeno, presente en forma de ácido nítrico, se reduce. El yodo, presente en forma de ácido yodhídrico se oxida.

##### Paso 2.

Escribir la reacción en forma iónica

Las especies que se escriben en forma de iones son los ácidos, las bases (hidróxidos) y las sales. En el caso de los ácidos, el ion hidrógeno se escribirá como  $\text{H}^+$ , aunque en realidad se trate de la especie  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

En forma iónica se pueden escribir los ácidos yodhídrico y nítrico, por tanto,

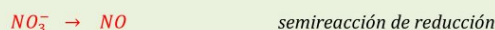


Paso 3.

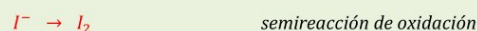
Escribir las semireacciones de oxidación y reducción.

Se pueden escribir por separado dos reacciones (semireacciones) que impliquen solamente a las especies que se oxidan y que se reducen (paso 1). Estas semireacciones también se llaman pares redox.

Si el nitrógeno se reduce, la semireacción de reducción se escribe anotando las dos especies que contienen al átomo de nitrógeno.



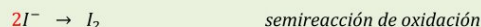
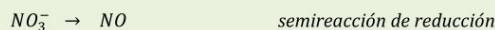
Si el yodo se oxida, la semireacción de oxidación se escribe las dos especies que contienen al átomo de yodo.



Paso 4.

En las semireacciones se ajustan los átomos que no sean oxígeno o hidrógeno.

El nitrógeno está ajustado, hay un átomo en productos y reactivos, sin embargo el yodo se debe ajustar:



Paso 5.

El oxígeno.

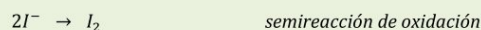
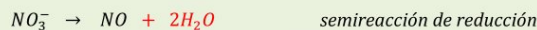
El proceso con el oxígeno difiere si la reacción se produce en medio ácido o básico:

- En medio ácido: El oxígeno se ajusta sumando tantas moléculas de agua como sean necesarias<sup>3</sup> en la parte de la semireacción donde el oxígeno esté faltando. El oxígeno así queda ajustado.
- En medio básico: el oxígeno se ajusta sumando grupos hidroxilo ( $\text{OH}^-$ ) en la parte de la semireacción donde el oxígeno esté faltando. El número de grupos  $\text{OH}^-$  que hay que sumar<sup>4</sup> es el doble del número de oxígenos que estén faltando. El oxígeno así aún no queda ajustado.

La reacción es en medio ácido (ácido nítrico y ácido yodhídrico son las dos especies ácidas presentes).

La semireacción de oxidación no contiene oxígeno y, por tanto, no se hace nada.

La semireacción de reducción sí contiene oxígeno. El número de oxígenos faltantes (en productos) es de dos, por tanto, sumamos dos moléculas de agua:



Los oxígenos han quedado ajustados.

Paso 6.

El hidrógeno.

De nuevo el proceso con el hidrógeno difiere si la reacción se produce en medio ácido o básico:

- En medio ácido: se suman tantos protones ( $\text{H}^+$ ) como sean necesarios. El hidrógeno queda así ajustado.

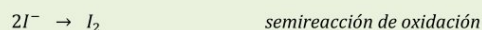
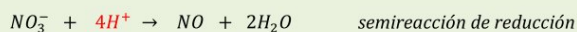
<sup>3</sup> Es evidente que por cada molécula de agua que sumamos estamos añadiendo un oxígeno.

<sup>4</sup> Es evidente que por cada grupo  $\text{OH}^-$  que sumamos estamos añadiendo un oxígeno



- En medio básico: se suman tantas moléculas de agua como sean necesarias para ajustar el hidrógeno. Al quedar el hidrógeno ajustado, el oxígeno también lo estará.

Como la reacción es en medio ácido ajustamos los hidrógenos en la semireacción de reducción sumando 4 iones  $H^+$ ,

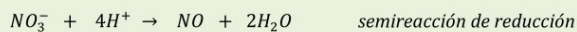


#### Paso 7.

*Ajuste de cargas.*

En cada semireacción se realiza un balance de cargas eléctricas, ajustándose estas mediante la adición o sustracción de los electrones necesarios. Es claro que si todo se está realizando correctamente el balance de cargas implicará:

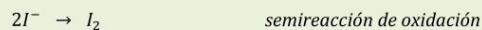
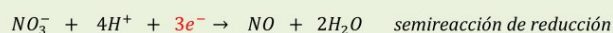
- Una suma de electrones en la semireacción de reducción (en la parte de reactivos).
- Una sustracción de electrones en la semireacción de oxidación (en la parte de reactivos).



- Reactivos: 1 carga negativa ( $NO_3^-$ ) y 4 cargas positivas ( $4H^+$ ). Total  $-1 + 4 = +3$

- Productos: no hay cargas

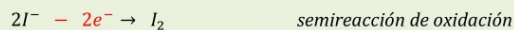
- Balance de cargas: hay que neutralizar tres cargas positivas en reactivos, para ello se suman tres electrones



- Reactivos: 2 cargas negativas ( $2I^-$ ).

- Productos: no hay cargas.

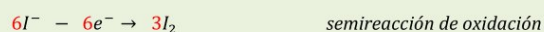
- Balance de cargas: hay que neutralizar dos cargas negativas en reactivos, para ello se restan dos electrones.



#### Paso 8.

*Igualación del número de electrones en las dos semireacciones.*

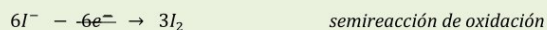
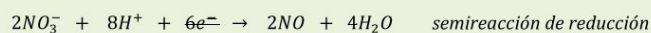
Para igualar el número de electrones podemos multiplicar la semireacción de reducción por dos y la semireacción de oxidación por tres,



#### Paso 9.

*Obtención de la ecuación iónica ajustada (reacción iónica).*

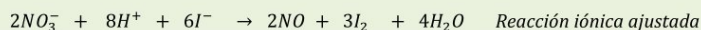
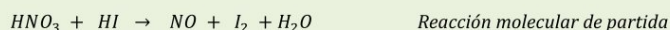
Para ello se suman las dos semireacciones.



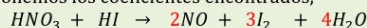
**Paso 10.**

Obtención de la ecuación molecular ajustada.

Si se conocen las especies iniciales completas, se pueden escribir las sustancias moleculares asociando los iones obtenidos.

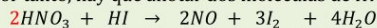


Primero las especies no iónicas. Ponemos los coeficientes encontrados,

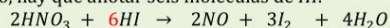


Ahora las especies iónicas. Se ve claramente que:

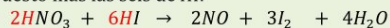
- Los  $2\text{NO}_3^-$  vienen del  $\text{HNO}_3$ . Por tanto, hay que anotar dos moléculas de  $\text{HNO}_3$ .



- Los  $6\text{I}^-$  vienen del  $\text{HI}$ . Por tanto, hay que anotar seis moléculas de  $\text{HI}$ .



- Los  $8\text{H}^+$  vienen bien del  $\text{HNO}_3$ , o bien del  $\text{HI}$ . Hay que poner 8, que precisamente se corresponden con las dos moléculas de  $\text{HNO}_3$  que se han puesto más las seis de  $\text{HI}$ .



La reacción ajustada finalmente es:



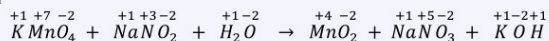
Y se puede decir: el ácido nítrico se reduce en presencia de ácido yodhídrico, que se oxida. El producto de la reducción del ácido nítrico es el monóxido de nitrógeno, mientras que el producto de la oxidación del ácido yodhídrico es el yodo. Por tanto el ácido nítrico es el oxidante y el ácido yodhídrico es el reductor.

**Ejemplo 2.** La reacción del permanganato potásico en medio básico con el nitrito sódico es:



Ajustar la reacción por el método del ion-electrón

1. Números de oxidación

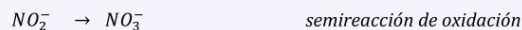
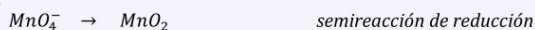


El manganeso, en forma de  $\text{KMnO}_4$ , se reduce dando  $\text{MnO}_2$ . El nitrógeno, en forma de  $\text{NaNO}_2$ , se oxida dando  $\text{NaNO}_3$ .

2.- Reacción iónica



### 3.- Semireacciones redox

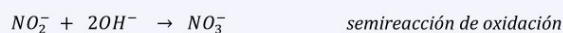
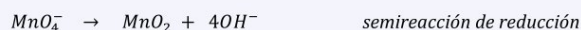


### 4.- Ajuste de átomos que no sean hidrógeno y oxígeno

Paso no necesario en este caso, el Mn y el N están ajustados.

### 5.- El oxígeno

En medio básico el oxígeno se ajusta sumando grupos hidroxilo ( $\text{OH}^-$ ) en la parte de la semireacción donde el oxígeno esté faltando. El número de grupos  $\text{OH}^-$  que hay que sumar es el doble del número de oxígenos que estén faltando. El oxígeno así aún no queda ajustado.

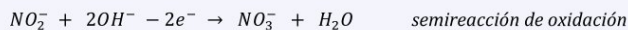
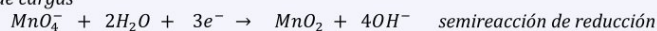


### 6. El hidrógeno

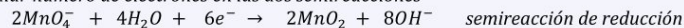
En medio básico: se suman tantas moléculas de agua como sean necesarias para ajustar el hidrógeno. Al quedar el hidrógeno ajustado, el oxígeno también lo estará.



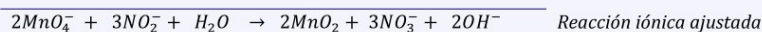
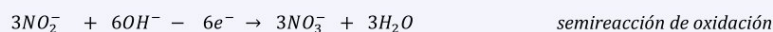
### 7. Ajuste de cargas



### 8. Igualar número de electrones en las dos semireacciones



### 9. Reacción iónica



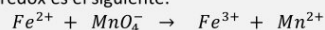
### 10. Reacción molecular



El permanganato potásico es un oxidante que en medio básico es capaz de oxidar el nitrito sódico a nitrato sódico, siendo el producto de la reducción del permanganato el dióxido de manganeso.

**Problema 4**

Se valoran 50 mL de una disolución de  $\text{FeSO}_4$  acidulada con  $\text{H}_2\text{SO}_4$  con 30 mL de  $\text{KMnO}_4$  0,25 M. Determinar la concentración del  $\text{FeSO}_4$  si el proceso redox es el siguiente:

**Solución:**

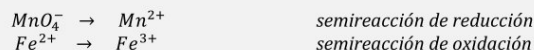
Se trata de un problema de estequiometría de reacciones químicas. Se podrá resolver cuando ajustemos la reacción (medio ácido). Como sólo nos dan la reacción iónica, nos limitaremos a ajustarla en esta forma ya que es suficiente para resolver el problema planteado.

En primer lugar asignamos los números de oxidación de las diferentes especies,

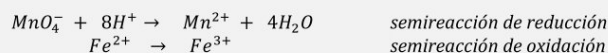


Por tanto, el hierro en forma de catión hierro (II) se oxida a catión hierro (III). El manganeso, en forma de permanganato, se reduce a catión manganeso (II).

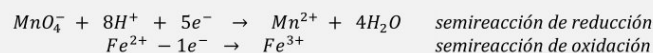
Las semireacciones son,



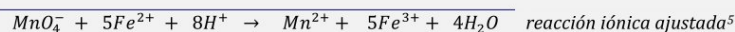
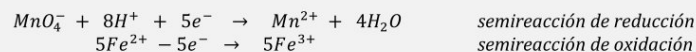
Como el Mn y el Fe ya están ajustados, pasamos a ajustar oxígenos y los hidrógenos teniendo en cuenta que estamos en medio ácido,



Ajustamos ahora las cargas eléctricas con electrones,



Multiplicando la semireacción de oxidación por 5 y sumando tendremos la reacción iónica ajustada,



Con la reacción ajustada el problema pasa a ser de estequiometría de reacciones químicas (el ajuste ha permitido conocer los coeficientes estequiométricos)

Reacción ajustada	$\text{MnO}_4^-$	+	$5\text{Fe}^{2+}$	+	$8\text{H}^+$	$\rightarrow$	$\text{Mn}^{2+}$	+	$5\text{Fe}^{3+}$	+	$4\text{H}_2\text{O}$
Coefficientes estequiométricos	1		5		8		1		5		4
Cantidades de partida (especie molecular)	30 mL 0,25 M ( $\text{KMnO}_4$ )		50 mL ( $\text{FeSO}_4$ )								
Cantidades demandadas			¿Molaridad?								

<sup>5</sup> Con la descripción de la reacción en el enunciado es posible escribir la reacción molecular (algo compleja):



Empezaremos por calcular el número de moles de permanganato de potasio que tenemos,

$$n_{KMnO_4} = 0,25 \frac{\text{mol}}{L} \cdot 0,030 L = 0,0075 \text{ moles} = n_{MnO_4^-}$$

Ya que por cada mol de  $KMnO_4$  tenemos un mol de  $MnO_4^-$ .

Según la estequiometría de la reacción, el número de moles de catión hierro (II) que pueden oxidar 0,0075 moles de permanganato son,

$$n_{Fe^{2+}} = 0,0075 \text{ moles } MnO_4^- \cdot \frac{5 \text{ moles } Fe^{2+}}{1 \text{ mol } MnO_4^-} = 0,0375 \text{ moles}$$

Esta cantidad de catión ferroso está presente en 50 mL de disolución. Su molaridad será:

$$[Fe^{2+}] = \frac{0,0375}{0,050} = 0,75 M = [FeSO_4]$$

Ya que por cada mol de  $FeSO_4$  tenemos un mol de  $Fe^{2+}$ .

**Problema 5**

El gas cloro se puede obtener por reacción de ácido clorhídrico con ácido nítrico, produciéndose simultáneamente dióxido de nitrógeno y agua.

- Ajuste la ecuación iónica y molecular por el método del ion-electrón.
- Calcule el volumen de cloro obtenido, a 17 °C y 720 mm de mercurio, cuando reaccionan 100 mL de una disolución de ácido clorhídrico 0,5 M con ácido nítrico en exceso.

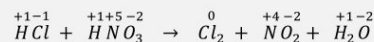
Dato:  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

**Solución:**

a) La reacción descrita en el enunciado es,



Empezaremos por asignar los números de oxidación de los elementos que intervienen en la reacción,

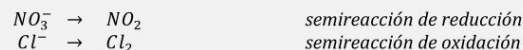


Podemos ver que el cloro, presente en forma de ácido clorhídrico, aumenta su número de oxidación, es decir, se oxida pasando a cloro gaseoso. El nitrógeno, presente en forma de ácido nítrico, se reduce pasando a dióxido de nitrógeno. Por tanto, el ácido clorhídrico es el reductor y el ácido nítrico el oxidante.

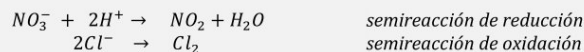
La reacción se puede escribir con las especies iónicas presentes:



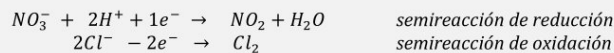
Según lo visto hasta ahora, las semireacciones redox son:



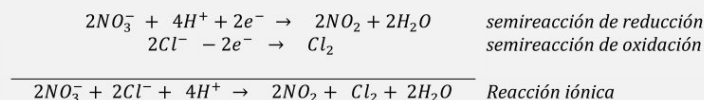
El resultado de ajustar los átomos de cloro en la semireacción de oxidación, y los átomos de oxígeno en la de reducción, teniendo en cuenta que la reacción es en medio ácido, es:



Ajustamos ahora las cargas sumando electrones en la semireacción de reducción y sustrayendo electrones en la de oxidación,



Multiplicamos la primera por dos y sumamos ambas semireacciones. Obtenemos así la ecuación iónica ajustada:



Para obtener la ecuación molecular debemos tener en cuenta que los dos nitratos provienen del ácido nítrico, mientras que los dos cloruros provienen del ácido clorhídrico. Por tanto, los cuatro protones, provienen de estos ácidos por igual (son ácidos fuertes):



Que es la ecuación molecular ajustada.

b) Toma de datos a partir de la ecuación molecular

Reacción ajustada	$2HCl$	+	$2HNO_3$	$\rightarrow$	$Cl_2$	+	$2NO_2$	+	$2H_2O$
Coefficientes estequiométricos	2		2		1		2		2
Cantidades de partida	100 mL = 0,1 L 0,5 M		exceso						
Cantidades demandadas					¿V? 17 °C 720 mmHg				

Calcularemos en primer lugar los moles de HCl que reaccionan. Como sabemos el volumen empleado y su molaridad,

$$n_{HCl} = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,05 \text{ moles}$$

Conocida la estequiometría de la reacción, podemos conocer el número de moles de cloro que se obtienen,

$$n_{Cl_2} = 0,05 \text{ moles HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de } Cl_2}{2 \text{ moles de HCl}} = 0,025 \text{ moles}$$

El volumen que ocupan estos 0,025 moles de cloro se puede conocer utilizando la ecuación de los gases ideales,

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

donde  $P$  es la presión,  $V$  el volumen,  $n$  el número de moles,  $T$  la temperatura y  $R$  la constante de los gases. En esta ecuación todo es conocido excepto  $V$ . Pero primero hay que poner  $P$  y  $T$  en las unidades adecuadas (que vienen marcadas por las unidades en que viene la constante  $R$ ):

$$P = 720 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0,9474 \text{ atm}$$

$$T = 17 \text{ °C} + 273 = 290 \text{ K}$$

Por tanto,

$$0,9474 \text{ atm} \cdot V = 0,025 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 290 \text{ K}$$

De donde,

$$V = \frac{0,025 \cdot 0,082 \cdot 290}{0,9474} \approx 0,63 \text{ L}$$

**Problema 6**

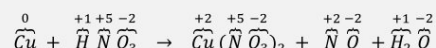
Dada la siguiente reacción redox:  $Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$

- Ajústela por el método del ion-electrón.
- Calcule el volumen de NO, medido en condiciones normales, que se obtiene cuando reaccionan 7,5 g de Cu con 1 litro de disolución 0,2 M de HNO<sub>3</sub>.

Masa atómica: Cu = 63,5

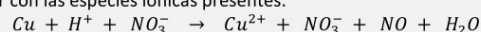
*Solución:*

Empezaremos por asignar los números de oxidación de los elementos que intervienen en la reacción,

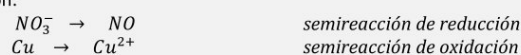


El cobre elemental aumenta su número de oxidación, es decir, se oxida, pasando a Cu<sup>2+</sup>, catión que forma parte del nitrato de cobre (II). Por otra parte, parte del ácido nítrico se reduce a monóxido de carbono pues el nitrógeno entre estos dos compuestos reduce su número de oxidación de +5 a +2.

La reacción se puede escribir con las especies iónicas presentes:



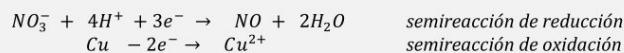
Las semireacciones redox son:



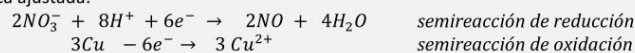
El resultado de ajustar los átomos de oxígeno en la de reducción, teniendo en cuenta que la reacción es en medio ácido, es:



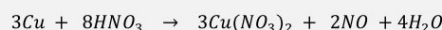
Ajustamos ahora las cargas sumando electrones en la semireacción de reducción y sustrayendo electrones en la de oxidación,



Multiplicamos la primera por dos y la segunda por tres, después sumamos ambas semireacciones. Obtenemos así la ecuación iónica ajustada:



Para obtener la ecuación molecular debemos tener en cuenta que los dos nitratos provienen del ácido nítrico, mientras que los tres cationes Cu<sup>2+</sup> forman parte del nitrato de cobre (II). Además, los ocho protones proceden también del ácido nítrico:



Que es la ecuación molecular ajustada.

b) Toma de datos a partir de la ecuación molecular ajustada en el apartado anterior

Reacción ajustada	3Cu	+	8HNO <sub>3</sub>	→	3Cu(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	+	2NO	+	4H <sub>2</sub> O
Coefficientes estequiométricos	3		8		3		2		4
Cantidades de partida	7,5 g		1 L 0,2 M						
Cantidades demandadas							¿V?		c. n.



Se trata de un problema de reactivo limitante ya que tenemos dos cantidades conocidas de reactivos. Calcularemos en primer lugar el número de moles de partida de cada uno de ellos:

$$n_{\text{Cu}} = \frac{7,5 \text{ g}}{63,5 \text{ g/mol}} = 0,1181 \text{ mol}$$

$$n_{\text{HNO}_3} = 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 1 \text{ L} = 0,2 \text{ moles}$$

Teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción, podemos conocer el número de moles de ácido nítrico necesarios para que reaccione todo el cobre presente:

$$n_{\text{HNO}_3}(\text{necesarios}) = 0,1181 \text{ moles de Cu} \cdot \frac{8 \text{ moles de HNO}_3}{3 \text{ moles de Cu}} = 0,315 \text{ moles}$$

Pero resulta que de ácido nítrico sólo tenemos 0,2 moles. El ácido nítrico es, por tanto, el reactivo limitante con el que hay que hacer los datos. Sobrará cobre.

El número de moles de monóxido de carbono que se obtendrán será, de acuerdo con la estequiometría de la reacción:

$$n_{\text{NO}} = 0,2 \text{ moles de HNO}_3 \cdot \frac{2 \text{ moles de NO}}{8 \text{ moles de HNO}_3} = 0,05 \text{ moles}$$

Un gas ideal en condiciones normales (273 K y 1 atm) ocupan un volumen de 22,4 L. Por tanto, 0,05 moles de NO ocuparán:

$$V_{\text{NO}} = 0,05 \text{ moles} \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 1,12 \text{ L}$$

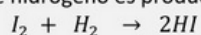
**Problema 7**

Cuando el  $I_2$  reacciona con gas hidrógeno, se transforma en yoduro de hidrógeno.

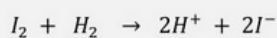
- Escriba el proceso que tiene lugar, estableciendo las correspondientes semireacciones redox.
- Identifique, razonando la respuesta, la especie oxidante y la especie reductora.
- ¿Cuántos electrones se transfieren para obtener un mol de yoduro de hidrógeno según el proceso redox indicado? Razone la respuesta.

*Solución:*

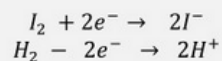
a) Iodo y gas hidrógeno son reactivos, yoduro de hidrógeno es producto de reacción:



La reacción ya está ajustada. Para escribir las semireacciones redox empezaremos por escribir la reacción anterior en forma iónica:



Por tanto, las semireacciones son, ya ajustadas también las cargas eléctricas:

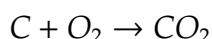


b) En las semireacciones podemos ver que el iodo se reduce (su número de oxidación pasa de 0 a -1), mientras que el hidrógeno se oxida (su número de oxidación pasa de 0 a +1). Por tanto, el iodo es la especie oxidante y el hidrógeno la reductora.

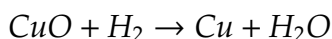
c) En las semireacciones podemos ver que para obtener dos moles de yoduro de hidrógeno se transfieren 2 moles de electrones. Por tanto, para un mol de yoduro de hidrógeno será necesario un mol de electrones, es decir,  $6,022 \cdot 10^{23}$  electrones.

## 2. Conceptos de Oxidación y Reducción. Reacciones REDOX

El concepto clásico de *oxidación* es el siguiente: **oxidación** es la reacción química en la que hay ganancia de átomos de oxígeno, y **reducción** es la reacción química en la que se pierden átomos de oxígeno. El compuesto que gana átomos de oxígeno es el **reductor**, y el que pierde átomos de oxígeno es el **oxidante**. Por ejemplo:

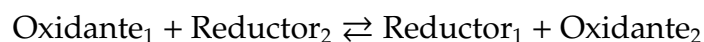


es un proceso típico de oxidación del carbono. Mientras que la reacción



es una reacción de reducción del óxido de cobre (II) a cobre monoatómico. Sin embargo, este concepto clásico de oxidación y reducción es muy restringido y limitado, justo como lo era (análogamente) la teoría de los electrolitos de Arrhenius en ácido-baso. De hecho, el concepto de oxidación y reducción es general y no requiere la presencia de átomos de oxígeno en general para que se produzca este tipo de transformaciones de oxidación-reducción. De hecho, lo que se observa en todas las reacciones de este tipo es un fenómeno de transferencia de electrones (más generalmente carga eléctrica) entre 2 especies. Entonces, diremos que un proceso de oxidación-reducción (o REDOX, de REDucción-Oxidación) a las reacciones o transformaciones químicas en las que hay una transferencia de electrones entre especies químicas.

Los equilibrios de reacciones de tipo reducción-oxidación (REDOX) son los procesos que se producen entre especies químicas (átomos, moléculas, iones) cuando hay transferencia de electrones entre ellas. Para que exista una oxidación tiene que existir una reducción, y viceversa. Es común identificar a los agentes "oxidante" y "reductor" en función de qué les ocurre en esta transferencia de electrones (carga eléctrica): se llama **agente oxidante** a la especie química que capta o gana electrones, y la reacción en la que esto se verifica se llama reacción de REDUCCIÓN. Por el contrario, se llama **agente reductor** a la especie química que cede (emite) o pierde electrones, y la reacción en la que esto se verifica se denomina reacción de OXIDACIÓN. El equilibrio REDOX es una reacción reducción-oxidación de tipo general

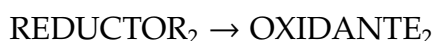
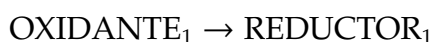


De esta forma, al igual que en las reacciones ácido-base hay pares ácido-base, en las reacciones de tipo REDOX hay pares REDOX. De hecho, es posible, en principio, la existencia de varias parejas REDOX coexistiendo en una reacción, pero no lo estudiaremos en este curso, sino que nos centraremos en principio en reacciones REDOX simples. En el caso de reacciones orgánicas, una combustión de un hidrocarburo es una reacción de oxidación usual simple, aunque hay más ejemplos.

### 3. Ajuste de reacciones REDOX por el método del ión-electrón

El ajuste de reacciones REDOX por el método del ión-electrón consta de los siguientes pasos:

- PASO 0. Escribir la reacción.
- PASO 1. Identificar las denominadas especies oxidante y reductora. En particular, se tiene que la especie oxidante gana electrones y se transforma en una especie reductora disminuyendo el número o estado de oxidación. Por otra parte, la especie reductora pierde electrones y se transforma en una especie oxidante aumentando su número de oxidación:



Algunas reglas comunes para identificar el estado de oxidación son las siguientes: los elementos libres tienen carga formal 0 (Ag,  $I_2$ ,  $S_8$ , ...), los iones monoatómicos y poliatómicos tienen la carga del ión como estado o número de oxidación, de forma que  $Cu^{2+}$  es +2, y en el  $SO_3^{2-}$  tiene el azufre 4+ y el oxígeno 2-. El oxígeno en particular tiene siempre estado de oxidación 2- salvo en peróxidos, ozónidos e hiperóxidos, donde tiene estado de oxidación 1-. El hidrógeno tiene estado de oxidación 1+ salvo en los hidruros metálicos, donde posee 1-. El estado de oxidación de los elementos coincide generalmente con la electrovalencia o covalencia. En un compuesto neutro, la suma de cargas total debe salir cero, y en un ión, debe dar la carga del ión. En reacciones REDOX orgánicas, para determinar el estado de oxidación del átomo de carbono se usan las siguientes reglas:

- Cada enlace C – H cuenta como -1. Por ejemplo, en el metano  $CH_4$ , el estado de oxidación del carbono es (4-).

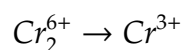
- El estado de oxidación de un átomo de carbono varía en +1 por cada átomo de un elemento más electronegativo (más a la derecha o hacia abajo en el Sistema Periódico) que él. De esta forma en el  $\text{CCl}_4$  el carbono tiene estado de oxidación (4+).
  - Los dobles y triples enlaces de carbono cuentan como 2 y tres veces los valores de las reglas anteriores. Por ejemplo, en el  $\text{CH}_3 - \text{C} \equiv \text{N}$ , el átomo de carbono más a la derecha tiene estado de oxidación (3+). El enlace  $\text{C} - \text{C}$  no cuenta para calcular su estado de oxidación. El carbono de la derecha tiene 3 enlaces  $\text{C} - \text{H}$ , con lo que su estado de oxidación será igual a -3.
  - Los enlaces  $\text{C} - \text{C}$  no cuentan a la hora de calcular el estado de oxidación del carbono en un compuesto orgánico (esto es, cuentan como +0).
- PASO 2. Se escriben las semirreacciones del oxidante y reductor.
  - PASO 3. Se ajustan los números de átomos de las especies, salvo el oxígeno e hidrógeno, a ojo o por inspección, en las semirreacciones de oxidación y reducción.
  - PASO 4. Ajuste del oxígeno: se añade  $\text{H}_2\text{O}$  en la semirreacción que lo requiera.
  - PASO 5. Ajuste del hidrógeno. Hay dos formas de realizar este paso. Si estamos en medio ácido, se suman tantos  $\text{H}^+$  como necesite la semirreacción que lo necesite. Si estamos en medio básico, se añaden moléculas de agua y se colocan en el medio opuesto tantos iones  $\text{OH}^-$  como necesitemos.
  - PASO 6. Se ajusta la carga de los dos miembros poniendo tantos electrones como hagan falta en las dos semirreacciones. Es útil recordar que si hemos hecho todo correcto hasta aquí los electrones deberán colocarse en cada una de las semirreacciones en miembros distintos (caso contrario, habrá que repasar los pasos anteriores porque no es posible que los electrones se tengan que colocar en el mismo miembro en las dos semirreacciones).
  - PASO 7. Ajustamos los electrones de las dos semirreacciones multiplicando por el mínimo común múltiplo.
  - PASO 8. Sumar las dos semirreacciones obtenidas, cancelando los electrones.

- PASO 9. Ajustar, si fuera necesario, el resto de especies químicas por tanteo o inspección, escribiendo la reacción final resultando ajustada de forma clara y precisa.
- PASO 10. Comprobamos que el número de átomos de cada tipo es el mismo en los dos lados de la reacción final ajustada.

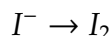
Ejemplo. Sea la reacción



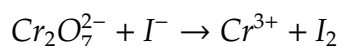
Pasos 0 y 1. Identificamos las semirreacciones



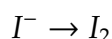
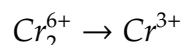
El cromo es el oxidante, gana electrones, y disminuye su estado de oxidación. Por el contrario,



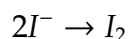
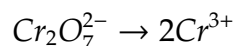
El yodo es el reductor, pierde electrones, y aumenta su estado de oxidación. Paso 2. La reacción global REDOX es, por tanto,



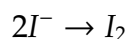
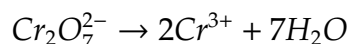
Nótese que escribir esta reacción global no es necesario en este método, y que la carga formal de las 4 especies NO está ajustada en los dos miembros. Escribimos pues las dos semirreacciones seguidas como procede en este paso



Paso 3. Ajustamos los átomos de cada especie oxidante y reductora

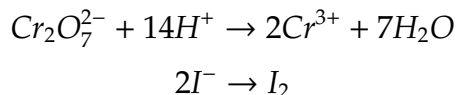


Paso 4. Ajustamos el oxígeno

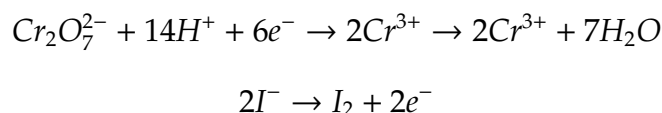


Observamos que en la segunda semirreacción no era necesario ajustar el oxígeno pero sí en la primera, por consistencia con la reacción dada.

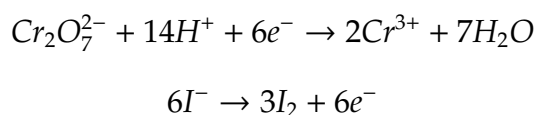
Paso 5. Ajustamos el hidrógeno teniendo en cuenta que estamos en medio ácido



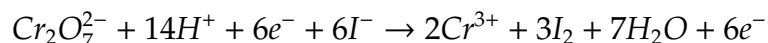
Paso 6. Ajustamos las cargas sumando electrones donde procede en cada semirreacción



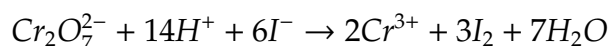
Paso 7. Ajustamos los electrones con el mínimo común múltiplo



Paso 8. Sumamos las semirreacciones anteriores, para obtener la reacción REDOX global iónica ajustada



Los electrones se cancelan, para dar



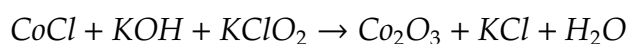
Paso 9. Ajustamos por tanteo el resto de especies, y en particular la pareja  $\text{HClO}_4/\text{KClO}_4$ , y el resto de especies químicas de la reacción global final



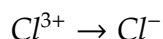
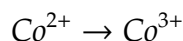
en donde tomamos 6HI para ajustar el  $3\text{I}_2$ , el potasio del primer miembro se ajusta con el potasio del  $\text{KClO}_4$  del segundo, mientras que el ácido perclórico del primer miembro es justo los 8 protones  $\text{H}^+$  que me hacen falta, junto con el perclorato, para ajustar los percloratos del segundo miembro.

PASO 10. Finalmente, comprobamos que el número de átomos está ajustado en los dos miembros para todos ellos.

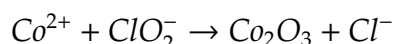
Ejemplo (II). Ajustar la reacción REDOX



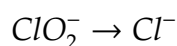
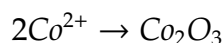
Pasos 0 y 1. Tras identificar los estados de oxidación, identificamos las semirreacciones de oxidación y reducción



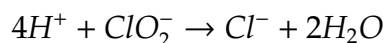
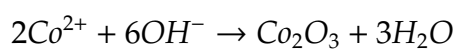
El cobalto (2+) pierde electrones y se oxida, es el reductor. El cloro gana electrones y se reduce, es el oxidante. La reacción iónica global no ajustada es pues



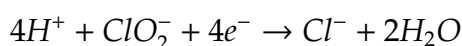
Paso 2, 3 y 4. Escribimos explícitamente las semirreacciones, ajustando los átomos de las especies oxidante y reductora, incluyendo el oxígeno



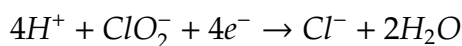
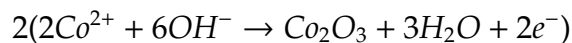
Paso 5. Ajustamos el hidrógeno y el oxígeno añadiendo agua y  $OH^{-}$  en el miembro opuesto al agua



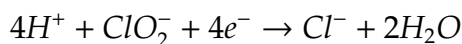
Paso 6. Ajustamos las cargas mediante el uso de los electrones como balanceadores de las semirreacciones:



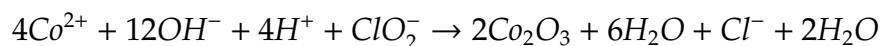
Paso 7. Equilibramos los electrones mediante el mínimo común múltiplo



es decir

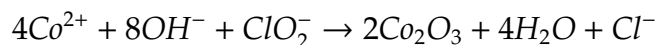


Paso 8. Sumamos las semirreacciones, para obtener la reacción total sin electrones

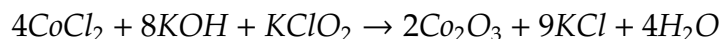




o bien



Paso 9. Completamos la reacción global ajustada



Paso 10. Comprobamos que está ajustada en cada átomo para los dos miembros de la reacción.

## 4. EJERCICIOS DE AJUSTE DE REACCIONES REDOX

A) Ajusta por el método del ión electrón las siguientes reacciones en medio ácido:

- 1)  $\text{KNO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{NO} + \text{K}_2\text{SO}_4$
- 2)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{I}_2$
- 3)  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 4)  $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
- 5)  $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 6)  $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
- 7)  $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{C} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{Na}_2\text{S}$
- 8)  $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4$
- 9)  $\text{MnO}_4^- + \text{SO}_2 \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{HSO}_4^-$
- 10)  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{CO}_2$
- 11)  $\text{Ba}_2\text{XeO}_6 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{BaSO}_4 + \text{H}_4\text{XeO}_6) \rightarrow \text{BaSO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{XeO}_4$
- 12)  $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 13)  $\text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{KMnO}_4 + \text{HCl} + \text{H}_2\text{O}$
- 14)  $\text{C}_6\text{H}_5\text{-CHO} + \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Soluciones (A1-A14):

- 1)  $2\text{KNO}_2 + 2\text{KI} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{NO} + 2\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$   
Nótese que el agua es necesaria para ajustar al final. En ocasiones, no se indica la presencia del agua en la reacción REDOX inicial, pero por inspección se averigua su falta si no hay hidrógeno u oxígeno suficientes en ésta (o no están presentes).
- 2)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 6\text{KI} + 7\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 4\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{I}_2 + 7\text{H}_2\text{O}$
- 3)  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
- 4)  $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
- 5)  $2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 16\text{HCl} \rightarrow 2\text{CrCl}_3 + 3\text{Cl}_2 + 8\text{H}_2\text{O} + 4\text{KCl}$
- 6)  $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} \rightarrow 2\text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

- 7)  $Na_2SO_4 + 2C \rightarrow Na_2S + 2CO_2$   
 8)  $2KMnO_4 + 10FeSO_4 + 8H_2SO_4 \rightarrow 2MnSO_4 + 5Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 8H_2O$   
 9)  $2MnO_4^- + 5SO_2 + 2H_2O + H^+ \rightarrow 2Mn^{2+} + 5HSO_4^-$   
 10)  $Cr_2O_7^{2-} + 3C_2O_4^{2-} + 7H^+ \rightarrow 2Cr^{3+} + 6CO_2 + 7OH^-$   
 o bien  $14H^+ + Cr_2O_7^{2-} + 3C_2O_4^{2-} \rightarrow 2Cr^{3+} + 6CO_2 + 7H_2O$   
 11)  $2Ba_2XeO_6 + 4H_2SO_4 \rightarrow 2H_2XeO_4 + 4H_2O + O_2 + 4BaSO_4$   
 12)  $4Zn + 10HNO_3 \rightarrow 4Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O$   
 13)  $2MnCl_2 + 2KCl + 5H_2O_2 \rightarrow 2KMnO_4 + 6HCl + 2H_2O$   
 14)  $3C_6H_5 - CHO + Na_2Cr_2O_7 + 4H_2SO_4 \rightarrow 3C_6H_5COOH + Cr_2(SO_4)_3 + Na_2SO_4 + 4H_2O$

Nota: REDOX orgánica en medio ácido.

B) Ajusta por el método del ión electrón las siguientes reacciones en medio básico:

- 1)  $CrO_2^- + ClO^- \rightarrow CrO_4^{2-} + Cl^-$   
 2)  $N_2O_4 + Br^- \rightarrow NO_2^- + BrO_3^-$   
 3)  $Cr(OH)_3 + KIO_3 \rightarrow KI + K_2CrO_4$   
 4)  $KI + KClO_3 \rightarrow I_2 + KCl + KOH$   
 5)  $Cl_2 + OH^- \rightarrow Cl^- + ClO^- + H_2O$   
 6)  $P_4 \rightarrow PH_2O_2^- + PH_3$   
 7)  $H_2O_2 + KOH + CrCl_3 \rightarrow K_2CrO_4 + KCl$   
 8)  $KMnO_4 + NaNO_2 \rightarrow MnO_2 + NaNO_3$   
 9)  $N_2O_4 + NaOH + B \rightarrow NaNO_2 + Na_3BO_3$   
 10)  $NaOH + Cl_2 \rightarrow NaCl + NaClO_3 + H_2O$   
 11)  $Cr_2(SO_4)_3 + KClO_3 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + KCl + K_2SO_4 + H_2O$   
 12)  $KMnO_4 + KI + H_2O \rightarrow MnO_2 + I_2 + KOH$

Soluciones (B1-B12):

- 1)  $3ClO^- + 2CrO_2^- + 2(OH)^- \rightarrow 3Cl^- + 2CrO_4^{2-} + H_2O$   
 2)  $3N_2O_4 + Br^- + 6OH^- \rightarrow 6NO_2^- + BrO_3^- + 3H_2O$   
 3)  $KIO_3 + 2Cr(OH)_3 + 4KOH \rightarrow 2K_2CrO_4 + KI + 5H_2O$   
 4)  $KClO_3 + 6KI + 3H_2O \rightarrow KCl + 6KOH + 3I_2$   
 5)  $2Cl_2 + 4OH^- \rightarrow 2Cl^- + 2ClO^- + 2H_2O$   
 6)  $4P_4 + 12OH^- + 12H_2O \rightarrow 4PH_3 + 12PH_2O_2^-$   
 o bien  $P_4 + 3OH^- + 3H_2O \rightarrow PH_3 + 3PH_2O_2^-$

Nota: no simplificar los iones hidróxido porque sale mal en tal caso.

- 7)  $3H_2O_2 + 2CrCl_3 + 10KOH \rightarrow 2K_2CrO_4 + 6KCl + 8H_2O$   
 8)  $2KMnO_4 + 3NaNO_2 + H_2O \rightarrow 2MnO_2 + 3NaNO_3 + 2KOH$   
 9)  $3N_2O_4 + 12NaOH + 2B \rightarrow 2Na_3BO_3 + 6NaNO_2 + 6H_2O$   
 10)  $6Cl_2 + 12NaOH \rightarrow 10NaCl + 2NaClO_3 + 6H_2O$   
 o bien  $3Cl_2 + 6NaOH \rightarrow 5NaCl + NaClO_3 + 3H_2O$

- 11)  $Cr_2(SO_4)_3 + 10KOH + KClO_3 \rightarrow 5H_2O + 3K_2SO_4 + 2K_2CrO_4 + KCl$   
 12)  $2KMnO_4 + 6KI + 4H_2O \rightarrow 2MnO_2 + 3I_2 + 8KOH$

C) Ejercicios extra. Ajusta, bien por medio ácido o medio básico, según corresponda:

- 1)  $KMnO_4 + Fe + HCl \rightarrow FeCl_2 + MnCl_2 + KCl + H_2O$   
 2)  $P + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + NO$   
 3)  $KMnO_4 + NaNO_2 + H_2O \rightarrow MnO_2 + NaNO_3 + KOH$   
 4)  $H_2O_2 + CrCl_3 + H_2SO_4 \rightarrow K_2CrO_4 + KCl + H_2O$   
 5)  $KMnO_4 + FeCl_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + FeCl_3 + KCl + H_2O$   
 6)  $K_2Cr_2O_7 + HCl \rightarrow CrCl_3 + Cl_2 + KCl + H_2O$   
 7)  $K_2Cr_2O_7 + KI + H_2SO_3 \rightarrow K_2SO_3 + Cr_2(SO_3)_3 + I_2$   
 8)  $HNO_3 + C \rightarrow NO_2 + CO_2 + H_2O$   
 9)  $Fe + O_2 \rightarrow Fe_2O_3$   
 10)  $Cl_2 + NaBr \rightarrow NaCl + Br_2$   
 11)  $Si + F_2 \rightarrow SiF_4$   
 12)  $H_2 + Cl_2 \rightarrow HCl$   
 13)  $K_2Cr_2O_7 + NaI + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + I_2 + H_2O$   
 14)  $K_2Cr_2O_7 + Sn + HCl \rightarrow CrCl_3 + SnCl_4 + KCl + H_2O$   
 15)  $Cu + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + SO_2 + H_2O$   
 16)  $C_2O_4^{2-} + MnO_4^- + H^+ \rightarrow CO_2 + 2Mn^{2+} + H_2O$   
 Nota: el ión  $C_2O_4^{2-} = (CO_2)_2$  se llama ión oxalato.  
 17)  $(NH_4)_2SO_4 + NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + NH_3 + H_2O$   
 18)  $KBr + H_2SO_4 \rightarrow Br_2 + K_2SO_4 + SO_2 + H_2O$   
 19)  $Zn + NaNO_3 + NaOH \rightarrow Na_2ZnO_2 + NH_3 + H_2O$   
 20)  $K_2Cr_2O_7 + CH_3CH_2OH + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + CH_3COOH + K_2SO_4 + H_2O$

D) Más ejercicios de ajuste REDOX. Ajusta por el método que consideres más oportuno las reacciones REDOX siguientes:

- 1)  $Cl_2 + KOH \rightarrow KCl + KClO_3 + H_2O$
- 2)  $PbS + Cu_2S + HNO_3 \rightarrow Pb(NO_3)_2 + Cu(NO_3)_2 + NO_2 + S + H_2O$
- 3)  $H_2O_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + MnSO_4 + O_2 + H_2O$
- 4)  $CrI_3 + Cl_2 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + KIO_4 + KCl + H_2O$
- 5)  $PbO_2 + Sb + KOH \rightarrow PbO + KSbO_2 + H_2O$
- 6)  $Cr_2(SO_4)_3 + KI + KIO_3 + H_2O \rightarrow Cr(OH)_3 + K_2SO_4 + I_2$
- 7)  $KClO_3 + HI + H_2SO_4 \rightarrow KHSO_4 + HCl + I_2 + H_2O$
- 8)  $HSCN + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + K_2SO_4 + HCN + H_2O$
- 9)  $K_4Fe(CN)_6 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow K_3Fe(CN)_6 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$
- 10)  $CeO_2 + KI + HCl \rightarrow CeCl_3 + KCl + I_2 + H_2O$
- 11)  $KBrO_3 + KI + HBr \rightarrow KBr + I_2 + H_2O$
- 12)  $Ca(IO_3)_2 + KI + HCl \rightarrow CaCl_2 + KCl + I_2 + H_2O$
- 13)  $CuSCN + KIO_3 + HCl \rightarrow CuSO_4 + ICN + KCl + H_2O$
- 14)  $PbCrO_4 + KI + HCl \rightarrow PbCl_2 + CrI_3 + KCl + I_2 + H_2O$
- 15)  $Mn(NO_3)_2 + (NH_4)_2S_2O_8 + H_2O \rightarrow HMnO_4 + (NH_4)_2SO_4 + H_2SO_4 + HNO_3$
- 16)  $MnSO_4 + KMnO_4 + H_2O \rightarrow MnO_2 + K_2SO_4 + H_2SO_4$
- 17)  $MnSO_4 + ZnSO_4 + KMnO_4 + H_2O \rightarrow 5[Zn(OH)_2 \cdot 2MnO_2] + KHSO_4 + H_2SO_4$
- 18)  $Mo_2O_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow MoO_3 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$
- 19)  $H_2SO_3 + KIO_3 + HCl \rightarrow H_2SO_4 + KCl + ICl + H_2O$
- 20)  $Na_2S_2O_3 + KIO_3 + HCl \rightarrow Na_2SO_4 + K_2SO_4 + ICl + H_2O$
- 21)  $CH_3CH_2CH_2OH + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow CH_3CH_2COOH + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$
- 22)  $CH_3CH_2OH + H_2O_2 \rightarrow CH_3CHO + H_2O$

## 5. Ajuste de reacciones REDOX por el método del estado o número de oxidación

Es un método alternativo al del ión-electrón. Se utiliza generalmente con sustancias sólidas no iónicas. Comprende los siguientes pasos:

- PASO 0. Escribir la reacción.
- PASO 1. Identificar a los agentes oxidantes y reductor. Escribir las semirreacciones.
- PASO 2. Determinar la variación que sufre en su estado de oxidación un elemento del agente oxidante. El número de electrones ganados es igual a esa variación multiplicada por el número de átomos que sufren el cambio. Balancear la masa y átomos de las semirreacciones.
- PASO 3. Repetir el paso 2 con el agente reductor.
- PASO 4. Multiplicar cada fórmula principal por número de electrones perdidos por el agente reductor sea igual al número de electrones ganados por el agente oxidante.
- PASO 5. Terminar de balancear por tanteo o inspección.
- PASO 6. Comprobar la ecuación final.

## 6. ¿Qué hay que saberse?

- Concepto de reacción REDOX. Definición de procesos de oxidación y reducción.
- Concepto de especie oxidante y reductora.
- Concepto de número o estado de oxidación. Cálculo del número o estado de oxidación de los átomos en los diferentes compuestos inorgánicos y orgánicos.
- Método de ajuste por el ión-electrón en medio ácido y medio básico.