

TEMA 7: REACCIONES REDOX O DE INTERCAMBIO DE ELECTRONES

1. Reacciones REDOX

- a. Concepto de OXIDACIÓN y REDUCCIÓN.
- b. Número de Oxidación.
- c. Pares REDOX.
- d. Ajustes de ecuaciones redox. Método del ION-ELECTRÓN.

2. Valoraciones REDOX

- a. Concepto de valoración REDOX.

3. Electrodo y Pilas

- a. Funcionamiento de un Electrodo.
- b. Tipos y notación de electrodos.
- c. Pilas Galvánicas.
- d. Potenciales de Electrodo y de la Pila.
- e. Electrodo de Hidrógeno y potenciales normales de reducción.

4. Electrólisis

- a. Celdas electrolíticas.
 - Electrólisis del AGUA.
 - Electrólisis de una SAL FUNDIDA.
- b. Leyes de MICHAEL FARADAY.

5. Comparativo de las características entre pilas galvánicas y celdas electrolíticas

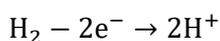
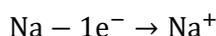
1. Reacciones REDOX

a. Concepto de OXIDACIÓN y REDUCCIÓN.

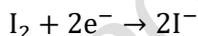
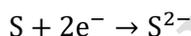
Las reacciones REDOX pueden adoptar distintos aspectos: pueden existir en fase sólida, líquida o gaseosa, también pueden ocurrir a muy distintas velocidades y pueden implicar también energías muy diferentes. Pero, en todo caso, tienen un distintivo en común: en este tipo de reacciones, las sustancias participantes se INTERCAMBIAN ELECTRONES.

Este intercambio puede desglosarse en dos sucesos:

- La pérdida de electrones por parte de un reactivo (**OXIDACIÓN**)



- La ganancia de electrones por parte de otro reactivo (**REDUCCIÓN**)



Es fácil comprender que no pueda haber reacciones de oxidación o de reducción independientes unas de otras, ya que, si una sustancia pierde electrones, otra los tendrá que ganar, y viceversa. Por eso, este tipo de reacciones se conocen como reacciones de reducción-oxidación o más extendido, **REACCIONES REDOX**.

b. Número de Oxidación.

El número de oxidación es una carga eléctrica asignada a un átomo a partir de las siguientes consideraciones:

- Es cero para todos los **elementos** de la naturaleza, cualquiera que sea la forma en que se presenten. Ejemplos: He, H₂, N₂, O₂, Hg, Fe, P₄, S₈, etc.
- Para las **especies iónicas monoatómicas** coincide con la carga del ion. Ejemplos: Al³⁺ es +3, para el S²⁻ es -2, etc.
- Para el **hidrógeno**, en los hidruros metálicos es -1; por ejemplo, AlH₃, BeH₂. En cambio, en el resto de los compuestos es +1. Ejemplos: CH₄, H₂O.
- El número de oxidación del **oxígeno** en todos sus compuestos es -2, excepto en los peróxidos, que es -1, por ejemplo, en: H₂O₂, Rb₂O₂.

FÍSICA y QUÍMICA

- El de los metales **alcalinos** es siempre +1, y el de los metales **alcalinotérreos** es siempre +2.
- Para los **halógenos**, en los haluros es siempre -1. En cambio, en los otros compuestos pueden ser positivos, excepto en el flúor, para el cual siempre es -1, por ser el elemento más electronegativo de toda la tabla periódica.
- **IMPORTANTE:** la suma de los números de oxidación de los átomos de una **molécula neutra** debe ser cero, y en el caso de un **ion** es igual a su carga neta.

El número de oxidación no representa la carga real, sino la carga neta que adquiriría un átomo si todos sus enlaces polares se convirtiesen en iónicos. Naturalmente, en los elementos de la naturaleza es cero porque los enlaces unen átomos idénticos con la misma electronegatividad y no se pueden considerar polarizados.

Ejemplos:

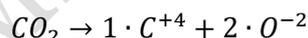
- Yoduro de sodio:



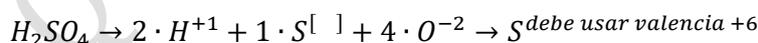
- Agua:



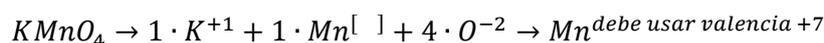
- Dióxido de carbono:



- Ácido Sulfúrico (+6):



- Permanganato (+7) de potasio:



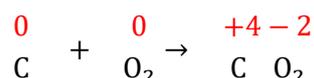
- Ion Amonio:



FÍSICA y QUÍMICA

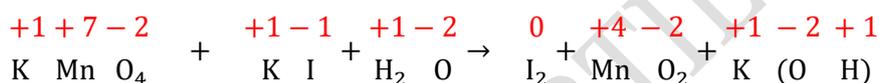
Siempre que una reacción provoque cambios en el número de oxidación de alguno de los elementos que intervienen, estaremos frente a una reacción REDOX. Los elementos en los que aumenta este número sufren una oxidación, mientras que en aquellos en los que disminuya sufren una reducción.

Por ejemplo:



Esta es una reacción de combustión, que es un tipo de reacción REDOX, donde el carbono se **oxida** (pasa de 0 a +4, es decir, aumenta su número de oxidación) y el oxígeno se **reduce** (pasa de 0 a -2, es decir, reduce su número de oxidación).

Otro ejemplo:



Es otra reacción REDOX (sin ajustar) donde el yodo se oxida (pasa de -1 a 0, es decir, aumenta su número de oxidación) y el manganeso se reduce (pasa de +7 a +4, es decir, reduce su número de oxidación).

c. Pares REDOX

Las reacciones de transferencia de electrones constituyen la suma de un proceso de reducción y otro de oxidación.

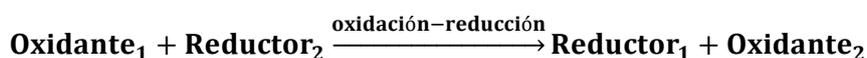
Oxidante es la sustancia que produce la oxidación de otra sustrayéndole electrones.
Oxidante es la sustancia que acepta e⁻. Truco: el OXIDANTE es un MANGANTE.



Reductor es la sustancia que produce la reducción de otra cediéndole electrones.
Reductor es la sustancia que cede e⁻. Truco: el REDUCTOR es un BENEFACTOR.



En esencia, una reacción REDOX se puede representar como:



Este tratamiento es similar al que se adopta en las reacciones ácido-base, y así se puede afirmar que el par de sustancias oxidante₁/reductor₁ y también el formado por reductor₂/oxidante₂ son **PARES REDOX CONJUGADOS**.

En general:

- Si una sustancia es un reductor fuerte su oxidante conjugado es débil.

Y viceversa:

- Un oxidante fuerte tiene como conjugado un reductor débil.

d. Ajuste de ecuaciones redox. Método del ION-ELECTRÓN.

Los electrones intercambiados en una reacción redox no se indican explícitamente en una ecuación química y, por tanto, el ajuste estequiométrico de estas reacciones presenta más dificultades.

Para facilitar la deducción de los coeficientes estequiométricos, se utiliza preferentemente el denominado MÉTODO DEL ION-ELECTRÓN.

Para ello debemos distinguir si la reacción se da en medio líquido que sea ácido o básico.

PASOS DEL AJUSTE DE REACCIONES POR EL MÉTODO DEL ION-ELECTRÓN

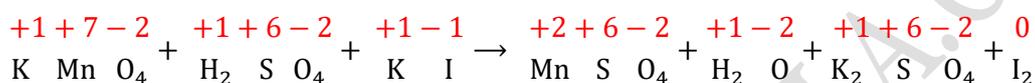
Ejemplo:



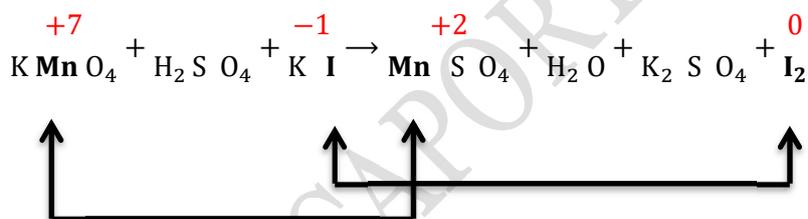
Al ver estas reacciones, nos fijamos en dos aspectos:

- Si la reacción nos la han proporcionado en forma iónica o molecular.
- Si la reacción transcurre en medio ácido o básico.

PASO 1: Escribir el nº de oxidación de cada elemento encima.

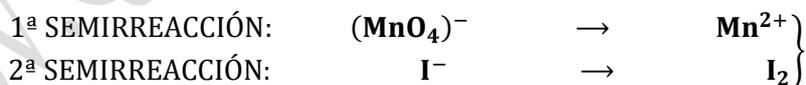


PASO 2: Observamos aquellos elementos que han variado su nº de oxidación (TRUCO: normalmente serán DOS ELEMENTOS).



PASO 3: Escribir y ajustar las DOS SEMIRREACCIONES de reducción-oxidación.

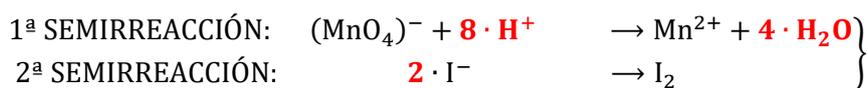
IMPORTANTE: cuando el elemento que ha variado su número de oxidación va junto con el oxígeno a su derecha, **jamás** se separa del oxígeno. A los gases diatómicos son a los **únicos** a los que no se les quita el subíndice que lleven.



AJUSTE ATÓMICO:

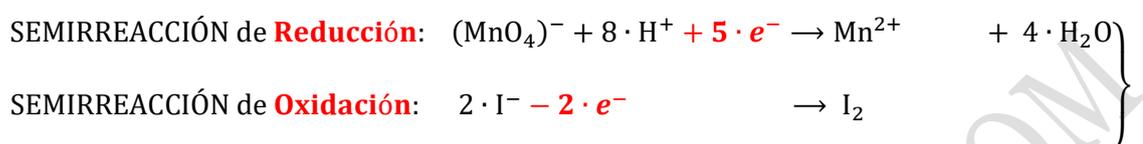
- Se empiezan ajustando aquellos elementos que no sean oxígeno.
- Se añaden tantas moléculas de agua como oxígenos existan al otro lado de donde se encuentren dichos oxígenos.
- Se contrarrestan, en igual número, los hidrógenos colocados por añadir agua al otro lado de donde hemos colocado las moléculas de agua, en forma de H^+ .

FÍSICA y QUÍMICA



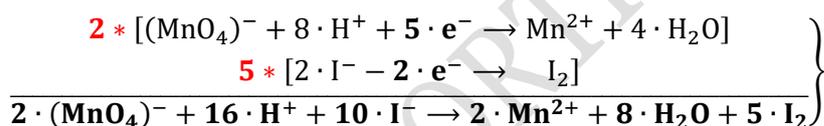
AJUSTE ELECTRÓNICO:

- Observamos cuántos electrones faltan o sobran de cada semirreacción:



PASO 4: Sumar las dos semirreacciones de tal manera que eliminemos los electrones.

Para ello plantearemos las dos semirreacciones como un sistema de ecuaciones, donde utilizaremos el Método de Reducción para su solución y conseguir eliminar los electrones de la reacción global.



PASO 5: Ajuste molecular o iónico. Resolución del ajuste de la reacción.

Para terminar, lo que debemos hacer es colocar lo que nos daban como enunciado en la reacción global obtenida en el PASO 4.

Si el enunciado estaba en **forma iónica**, ya estaría acabado el ajuste. Pero si la reacción del enunciado nos viene dada en **forma molecular**, debemos poner los elementos que faltan.

Para ello, nos ayudaremos de una tabla de **REACTIVOS-PRODUCTOS**, en la que vamos anotando lo que añadimos, porque deben quedar los mismos elementos en los reactivos que en los productos.

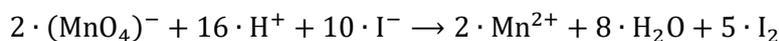
REACTIVOS	PRODUCTOS

FÍSICA y QUÍMICA

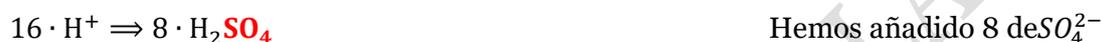
En nuestro ejemplo, lo que nos habían dado de enunciado era:



Y lo que tenemos como resultado del PASO 4 es:



Observamos que faltan elementos del enunciado. Añadimos los que necesitemos para convertir en moléculas aquellas especies iónicas que tengamos, anotándolas también en nuestra tabla de REACTIVOS-PRODUCTOS:



Quedaría de la siguiente forma:



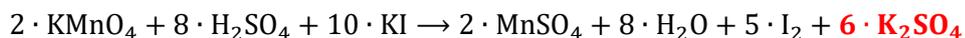
REACTIVOS	PRODUCTOS
2 de K ⁺	2 de SO ₄ ²⁻
8 de SO ₄ ²⁻	
10 de K ⁺	

Vemos que la reacción no está ajustada por completo. Realizaremos lo siguiente:

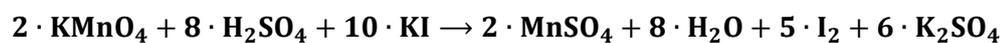
- Los 8 de SO₄²⁻ y los 2 de SO₄²⁻ que hemos añadido, como están en lados distintos de nuestra tabla se pueden simplificar, quedando en total en los reactivos 6 de SO₄²⁻.
- Los 2 de K⁺ y los 10 de K⁺ que se han añadido en el lado de los reactivos, se pueden sumar quedando en total 12 de K⁺.
- Con esto, vemos que faltan en el lado de los productos las siguientes especies: 12 de K⁺ y 6 de SO₄²⁻, que añadimos a la reacción en forma de 6 de K₂SO₄.

FÍSICA y QUÍMICA

Quedando el resultado final de la siguiente manera:



Así el **AJUSTE POR EL MÉTODO DEL ION-ELECTRÓN** quedará:



NOTA: Si la reacción, en vez de haber transcurrido en **medio ácido** (en este caso: H_2SO_4), hubiese transcurrido en **medio básico**, lo que debemos hacer es:

- Realizar los primeros cuatro pasos igual, hasta el final del **PASO 4**.
- A continuación, añadimos el mismo número de $(\text{OH})^-$ que H^+ hayamos obtenido, tanto en los reactivos como en los productos.
- Los $(\text{OH})^-$ y H^+ que estén en el mismo lado de la reacción, se unirán para formar moléculas de H_2O , que habrá que reajustar con las que obtuvimos anteriormente, ya sea sumando o restando con las anteriores.