



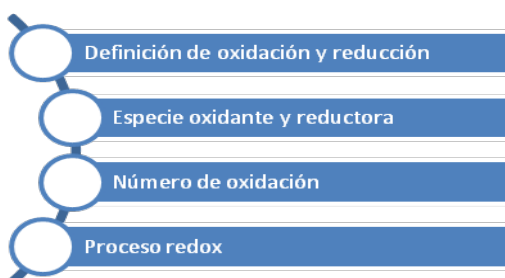
UNIVERSITAT
POLITÈCNICA
DE VALÈNCIA

Conceptos básicos de oxidación - reducción

Apellidos, nombre	Herrero Villén, M ^a Asunción (maherrero@qim.upv.es) Atienza Boronat, M ^a Julia (matien@qim.upv.es) Morais Ezquerro, Sergi B. (smorais@qim.upv.es) Tortajada Genaro, Luis A. (luitorge@qim.upv.es) Noguera Murray, Patricia (pnoguera@qim.upv.es)
Departamento	Departamento de Química
Centro	ETSIAMN (Universitat Politècnica de València)

1. Resumen de las ideas clave

En este objeto de aprendizaje, estudiarás conceptos básicos sobre la oxidación y la reducción. El esquema a seguir es el siguiente:



2. Introducción

Las reacciones de **oxidación-reducción**, también denominadas **redox**, son procesos de transferencia de electrones. La energía que se libera en una reacción espontánea puede transformarse en energía eléctrica. En un proceso **redox** se produce la oxidación de una especie a la vez que otra se reduce. Pero, **¿qué es una oxidación y qué es una reducción?**

Se define como **oxidación** aquellos procesos en el que el estado de oxidación de algún elemento aumenta por **pérdida de electrones**, mientras que la **reducción** implica la disminución del estado de oxidación de algún elemento por **ganancia de electrones**. Como en las reacciones químicas no puede haber ganancia o pérdida neta de electrones, cuando una sustancia gana electrones, otra debe perderlos.

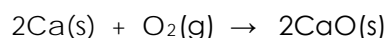
3. Objetivos

- Determinar el estado de oxidación de los elementos que forman los reactivos y los productos de una reacción.
- Reconocer un proceso redox.
- Identificar al oxidante y al reductor.

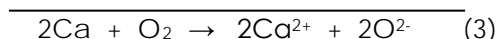
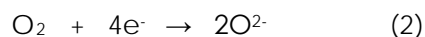
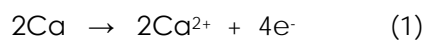
4. Desarrollo

Las reacciones de oxidación-reducción son importantes ya que forman parte de los procesos cotidianos. Aunque una gran parte de los procesos redox tienen lugar en medio acuoso, no todos ellos transcurren en disolución.

Consideremos la reacción entre el calcio y el oxígeno para formar óxido de calcio:



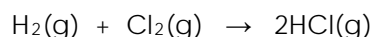
El óxido de calcio es un compuesto iónico formado por iones Ca^{2+} y O^{2-} . La reacción global es consecuencia de los dos procesos siguientes:



Cada uno de estas etapas o procesos recibe el nombre de **semirreacción**. La semirreacción (1) es un proceso de oxidación e implica la pérdida de electrones por parte del Ca, mientras que la (2) es un proceso de reducción e implica la ganancia de los mismos por parte del O_2 . En la reacción redox global (3), ocurren simultáneamente una oxidación y una reducción.

La sustancia que se **oxida** (el Ca en este caso) se conoce como **reductor** y la que se **reduce** (el O_2) se denomina **oxidante**.

A veces los términos de ganancia y pérdida de electrones no son tan evidentes como en el caso visto anteriormente. Por ejemplo, en la reacción entre el hidrógeno gaseoso y el cloro gaseoso para formar cloruro de hidrógeno:



El HCl no es un compuesto iónico, y en su formación no se transfieren electrones como sucedía en el caso del CaO. Sin embargo, experimentalmente se observa que hay una transferencia parcial de los mismos, lo que lleva a que este tipo de reacciones se traten como procesos redox.

Con el fin de hacer un seguimiento de los electrones en los procesos redox, es conveniente asignar números de oxidación a reactivos y productos. El **número de oxidación** o **estado de oxidación** de un átomo, es el número de cargas que tendría un átomo en una molécula si los electrones fueran transferidos completamente. Son cargas ficticias que se asignan a los átomos según determinadas reglas.

4.1. Números de oxidación

Para asignar los números de oxidación, se recurre a un conjunto de reglas que nos permiten describir con facilidad los cambios que tienen lugar en los procesos redox. Las reglas para asignar el **estado de oxidación** de un átomo o ion son las siguientes:

1. El número de oxidación de los átomos de un elemento libre es cero. Así, cada átomo en el H_2 , Na, P_4 , O_2 tiene número de oxidación cero.
2. El número de oxidación del átomo de oxígeno combinado es -2 (ej. CuO), excepto en los peróxidos en que es -1 (ej. Na_2O_2).
3. El número de oxidación del átomo de hidrógeno combinado es +1, excepto en los hidruros metálicos que es -1 (ej. NaH, SnH_4 , AlH_3).
4. El número de oxidación de los átomos de los metales combinados coincide con su valencia iónica (ej. MgO, el estado de oxidación del Mg es +2, que se corresponde con el valor de su valencia iónica).



5. Para los iones constituidos por un solo átomo, el número de oxidación es igual a la carga del ión. Así, el Li^+ tiene número de oxidación +1; el Fe^{3+} tiene número de oxidación +3, etc.
6. Todos los halógenos, menos el flúor, tienen números de oxidación positivos cuando están combinados con el oxígeno. En los haluros, el número de oxidación de todos los átomos de los halógenos es -1 (ej. NaF , HCl , CaF_2).
7. En todos los sulfuros el número de oxidación del átomo de azufre es -2.
8. La suma algebraica de los números de oxidación de todos los átomos de un compuesto es igual a cero.
9. La suma algebraica de los números de oxidación de todos los átomos de un ión es igual a la carga del ión.

Los estados de oxidación de los elementos se muestran en la siguiente figura (Fig.1). En ella se observa que:

- Los elementos metálicos sólo tienen estados de oxidación positivos, mientras que los no metálicos pueden tener números de oxidación positivos o negativos.
- El número de oxidación más elevado que puede tener un elemento de los grupos 1A al 7A es el número de su grupo en la tabla periódica.
- Los metales de transición tienen, generalmente, varios números de oxidación posibles.

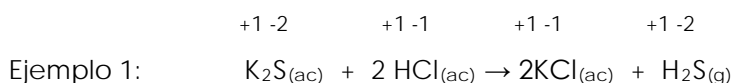
1 1A												18 8A					
1 H +1 -1											2 He						
2 2A																	
3 Li +1	4 Be +2											5 B +3	6 C +2 -4	7 N +5 +4 +3 +2 +1 -3	8 O +2 -1 -2	9 F -1	10 Ne
11 Na +1												13 Al +3					
12 Mg +2												14 Si +4 -4					
												15 P +5 +3 -3					
												16 S +6 +4 +2 -2					
												17 Cl +7 +6 +4 +3 +2 +1 -1					
												18 Ar					
		3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8	9 8B	10	11 1B	12 2B						
19 K +1	20 Ca +2	21 Sc +3	22 Ti +4 +3 +2	23 V +5 +4 +3 +2	24 Cr +6 +5 +4 +3 +2	25 Mn +7 +6 +4 +3 +2	26 Fe +3 +2	27 Co +3 +2	28 Ni +2	29 Cu +2 +1	30 Zn +2	31 Ga +3	32 Ge +4 -4	33 As +5 +3 -3	34 Se +6 +4 -2	35 Br +5 +3 +1 -1	36 Kr +4 +2
												37 Rb +1					
												38 Sr +2					
												39 Y +3					
												40 Zr +4					
												41 Nb +5 +4					
												42 Mo +6 +5 +4 +3					
												43 Tc +7 +6 +4					
												44 Ru +8 +6 +4 +3					
												45 Rh +4 +3 +2					
												46 Pd +2					
												47 Ag +1					
												48 Cd +2					
												49 In +3					
												50 Sn +4 +2					
												51 Sb +5 +3 -3					
												52 Te +6 +4 -2					
												53 I +7 +5 +4 +1 -1					
												54 Xe +6 +4 +2					
55 Cs +1												56 Ba +2					
												57 La +3					
												72 Hf +4					
												73 Ta +5					
												74 W +6 +4					
												75 Re +7 +6 +4					
												76 Os +8 +6 +4					
												77 Ir +4 +3 +2					
												78 Pt +4 +2					
												79 Au +3 +1					
												80 Hg +2 +1					
												81 Tl +3 +1					
												82 Pb +4 +2					
												83 Bi +5 +3					
												84 Po +2					
												85 At -1					
												86 Rn					

Fig. 1. Números de oxidación de los elementos en sus compuestos.

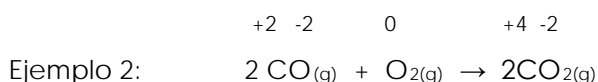


4.2. Identificación de procesos redox

Una de las primeras dificultades que se nos puede plantear al estudiar una reacción, es decidir si se trata de un proceso redox o no. Este problema puede resolverse con facilidad si asignamos los valores de los números de oxidación a los diferentes átomos que intervienen, antes y después de la reacción. En un proceso redox, dos de los átomos que constituyen los reactivos cambian de número de oxidación al formar los productos. Uno de ellos aumenta el número de oxidación y otro de los átomos disminuye su estado de oxidación. De no ser así, podemos concluir que no se trata de un proceso redox.



En la reacción anterior, se observa que los estados de oxidación de todos los elementos permanecen constantes, por lo que concluimos que no se trata de un proceso redox.



En este caso se advierte una variación en los estados de oxidación del carbono, que pasa de +2 a +4 por pérdida de electrones, y del oxígeno, que gana dos electrones pasando de 0 a -2. Es, por tanto, un proceso de oxidación-reducción.

5. Cierre

En este objeto de aprendizaje hemos visto qué es un proceso redox, un oxidante y un reductor y hemos aprendido a asignar número de oxidación a los átomos de las especies implicadas en este tipo de procesos.

6. Bibliografía

6.1. Libros:

[1] McMurry, J.E.; Fay, R.C.: "Química General" 5ª edición. Ed Pearson Educación. Mexico, 2009, pág. 116-121

[2] Petrucci, R.H.; Herring, F.G.; Madura, J.D.; Bissonette, C: "Química General" 10ª edición, Ed. Pearson Educación, Madrid, 2011, pág 84-86, 165-169, 175-177

[3] Chang, R: "Química". 10ª edición. Ed. McGraw Hill, México, 2010, pág. 135-140