

SOLUCIONES A LAS ACTIVIDADES DE SEGUIMIENTO POR LA SUSPENSIÓN DE CLASES A PARTIR DEL 16 DE MARZO:

Concepto de Oxidación-Reducción y determinación de números de oxidación. (día 16)

1- Determina el número de oxidación de cada elemento en las sustancias que se indican a continuación:

- a) KNO_2 **K** tiene nox = +1 (es un alcalino) y **O** tiene nox = -2 (siempre, salvo peróxidos y otros casos especiales); podemos calcular algebraicamente el nox de N dado que la "molécula" es neutra: $(+1) + x + 2 \cdot (-2) = 0 \rightarrow x = 4 - 1 = +3$. Así que el **N** tiene nox = +3.
- b) CuSO_4 Siguiendo el mismo procedimiento anterior: el O tiene nox = -2. El S puede tener varios nox, pero todos ellos son pares, así que el Cu solo puede tener un nox par para que la suma sea cero, con lo que se deduce que **Cu** tiene nox = +2. Con esto se debe cumplir para el S: $(+2) + x + 4 \cdot (-2) = 0 \rightarrow x = 8 - 2 = +6$. Así que el **S** tiene nox = +6.
- c) NiSe El **Se**, como no metal en los compuestos binarios, solo puede tener nox = -2, así que el **Ni** debe tener nox = +2.
- d) O_3 Se trata de un elemento, así que **O** solo puede tener nox = 0.
- e) TiCl_4 El **Cl** solo puede tener nox = -1 en los haluros, así que el **Ti** debe tener nox = +4.
- f) FePO_4 El P solo tiene en los oxoácidos (y por tanto en las oxosales) valores impares, por lo que el Fe deberá tener un nox impar, así que para el **Fe** debe ser nox = +3. Teniendo en cuenta que el **O** tiene nox = -2, se deberá cumplir que: $(+3) + x + 4 \cdot (-2) = 0 \rightarrow x = 8 - 3 = +5$. Así que el **P** tiene nox = +5.
- g) MgCO_3 El **Mg** solo puede tener nox = +2 (es un alcalinotérreo). Como el **O** tiene nox = -2, se debe cumplir que: $(+2) + x + 3 \cdot (-2) = 0 \rightarrow x = 6 - 2 = +4$. Así que el **C** tiene nox = +4.

2- A continuación, se dan parejas de sustancias relacionadas en un proceso de oxidación-reducción. Indica cuál es el oxidante, cuál es el reductor y cuántos electrones ha intercambiado cada átomo que ha sufrido este cambio en su número de oxidación, expresando el sentido de esta transferencia de electrones:

- a) $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NO}$ En todos estos ejercicios es imprescindible calcular el nox de los átomos que pueden ganar o perder electrones. En el NO_3^- el N tiene nox = +5, mientras que en el NO el N tiene nox = +2. El N ha **ganado 3** electrones en el proceso, por tanto, se ha reducido. De esta pareja el **ion nitrato** es por tanto el **oxidante** (se reduce) y el **NO** es el **reductor conjugado** (se oxidaría en el proceso contrario).
- b) $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{ClO}_2^-$ Igual que antes: el Cl tiene nox = 0 en el Cl_2 , pero tiene nox = +3 en el anión clorito, luego ha **perdido 3** electrones. Se ha oxidado. Por tanto, el **Cl_2** es la sustancia **reductora** (se oxida) y el **anión clorito** es el **oxidante conjugado** (se reduce en el proceso contrario).
- c) $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$ El catión hierro(II) tiene nox = +2 y el catión hierro(III) tienen nox = +3, así pues en el proceso se ha **perdido un** electrón y el hierro se ha oxidado. El **hierro(II)** es la sustancia **reductora** (se ha oxidado) y el **hierro(III)** es el **oxidante conjugado** (se reduce en el proceso contrario).
- d) $\text{NH}_3 \rightarrow \text{HNO}_3$ El N en el amoníaco tiene nox = -3 (**cuidado, porque en las definiciones del nox, el H tiene nox = -1 solo en los hidruros metálicos y nox = +1 en todos los demás**) y en el ácido nítrico tiene nox = +5. Así, el N **pierde 8** electrones en el proceso y se oxida. El **amoníaco** es la sustancia **reductora** (se oxida) y el **ácido nítrico** es el **oxidante conjugado** (se reduce en el proceso contrario) [**de hecho, el ácido nítrico es un poderoso oxidante**].

- e) $\text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{S}$ El S tiene nox = +4 en el dióxido de azufre y nox = -2 en el sulfuro de hidrógeno (obsérvese la nota del ejemplo anterior). Así pues, en el proceso se ha **ganado 6** electrones y el S se ha reducido. El SO_2 es el **oxidante** (en el proceso se ha reducido) mientras el H_2S es su **reductor conjugado** (en el proceso inverso se oxidará).

3- En estas reacciones que se indican (no están ajustadas y pueden faltar otras sustancias que no son de interés) identifica el oxidante y el reductor en los reactivos:

- a) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{C} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ La inspección visual muestra como evidente que el Fe se ha reducido pues pasa de formar un compuesto con nox = +3 a estar en forma elemental (gana 3 electrones). El elemento que se oxida es el C, que pasa de estar en forma elemental a tener nox = +4 en el CO_2 (pierde 4 electrones). Así, el **oxidante** es el $\text{Fe}(\text{OH})_3$ y el **reductor** es el **C**.
- b) $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ La inspección de los elementos que cambian de nox nos indica que el **Cu** se oxida de su estado elemental a Cu^{2+} en el nitrato de cobre (pierde 2 electrones) y por tanto será el **reductor**. El N del ácido nítrico pasa de nox = +5 a nox = +4 en el NO_2 (ojo: hay moléculas de ácido nítrico que no se modifican pues siguen apareciendo aniones nitrato, pero algunas moléculas deben transformarse en NO_2), así pues, el **ácido nítrico** se reduce a NO_2 y por tanto es el **oxidante**.
- c) $\text{K}_2(\text{COO-COO}) + \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ La inspección permite observar que el C en el anión oxalato, $(\text{COO-COO})^{2-}$, tiene nox = +3 y en el CO_2 tiene nox = +4, luego el **anión oxalato** se oxida a CO_2 y por tanto será el **reductor**. Por otra parte, el Cr en el anión cromato tiene nox = +6 y pasa a tener nox = +3 en el cloruro de cromo(III), luego el **cromato** se ha reducido y por tanto es el **oxidante** [de hecho tanto el cromato como el dicromato de potasio se utilizan en el laboratorio como oxidantes]. El HCl se utiliza solo para mantener el medio ácido (se necesitan protones en el proceso) y aportar los aniones con que asociar los cationes que no intervienen en el proceso. En realidad, como el anión cloruro podría oxidarse en el proceso, es más habitual emplear el ácido sulfúrico. La mezcla ácido sulfúrico-cromato de potasio es la mezcla oxidante por excelencia en los laboratorios.
- d) $\text{NiSO}_4 + \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Ni}$ Igual que en los casos anteriores, se comprueba que el Ni se reduce de su estado con nox = +2 en el sulfato de níquel(II) a níquel metálico, con nox = 0. Así que el **cación níquel(II)** se reduce y por tanto es el **oxidante**. El aluminio metálico se oxida a cación Al^{3+} en el sulfato de aluminio, así pues, el **Al** es el **reductor**.
- e) $\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_3$ El N pasa de tener nox = +2 en el NO a tener nox = +3 en el N_2O_3 , luego se ha oxidado y por tanto el **NO** es el **reductor**. Por otro lado, el O en el O_2 tiene nox = 0, pero al formar el compuesto N_2O_3 su nox = -2, luego el **O_2** se ha reducido y por tanto es el **oxidante** (de todos es conocido que el oxígeno "oxida").
- f) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$ En este caso, tenemos un solo reactivo, pero un elemento del anión clorato se reduce y otro se oxida: como se ve, el Cl pasa de tener nox = +5 en el anión clorato a tener nox = -1 en el anión cloruro, por lo que se ha reducido. Pero el oxígeno, que tiene nox = -2 en el anión clorato, pasa a tener nox = 0 en el oxígeno elemento, por lo que se ha oxidado. Es decir, que el anión clorato es tanto un reductor como un oxidante sobre sí mismo y debemos fijarnos en lo que sucede a cada elemento que lo forma: el **Cl** actúa como **oxidante** y el **O** como **reductor**.