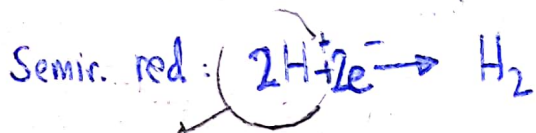


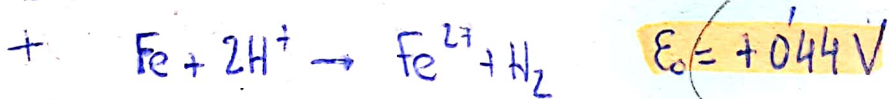
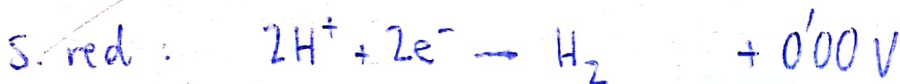
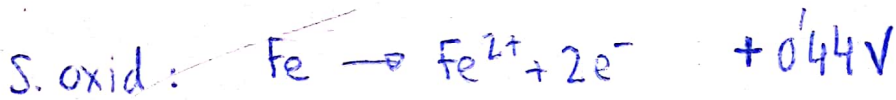
Ejercicios de pilas - pg. 202 - 203

17) a) La reacción que proponen es:

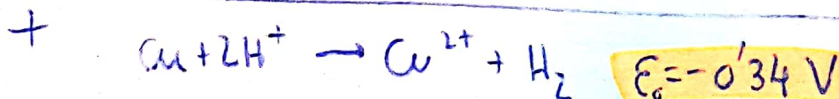
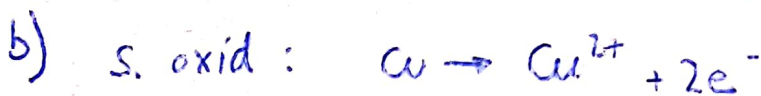


el ácido clorhídrico contiene iones H^+

Miro en la tabla el potencial de reducción, y lo pongo al lado de cada reacción. Como el hierro hace una oxidación (lo contrario), cambio el signo a su potencial de reducción



Como el potencial de la reacción es positivo, ocurre de manera espontánea, por lo tanto es **VERDADERO**

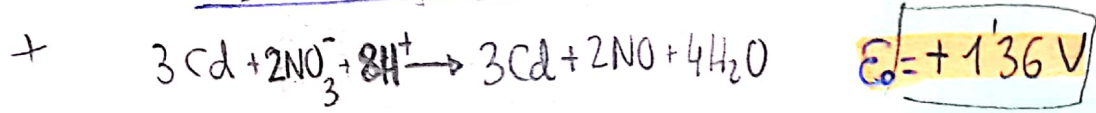
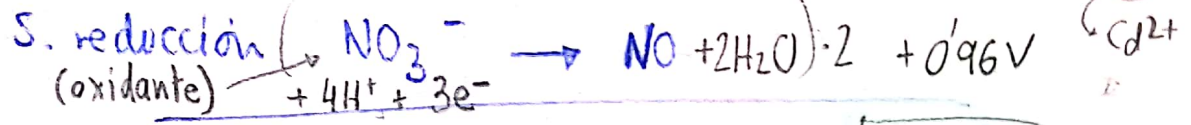
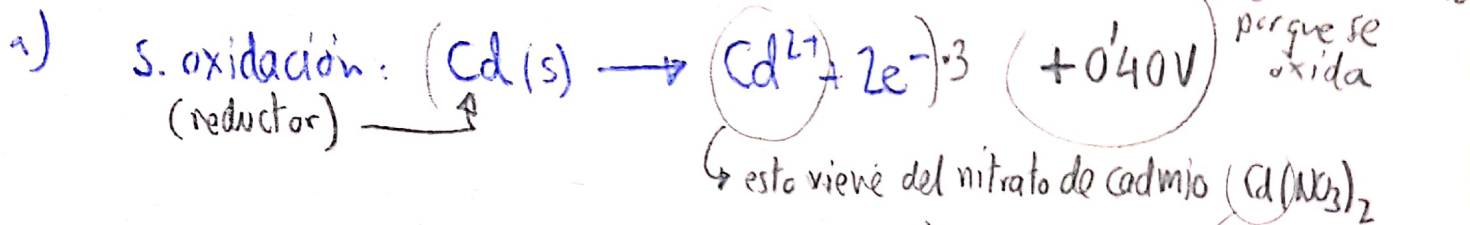


Como el potencial de la reacción es negativo, no ocurre de manera espontánea, por lo tanto **FALSO**

Le cambio el signo, porque la tabla es para reducción

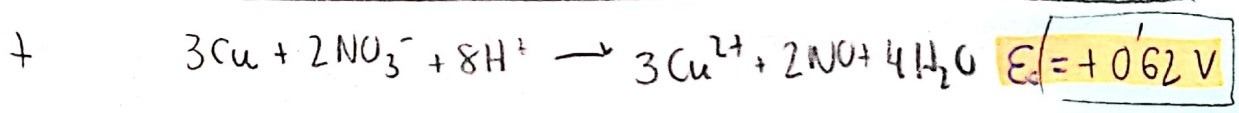
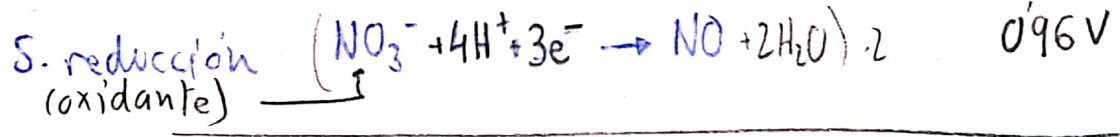
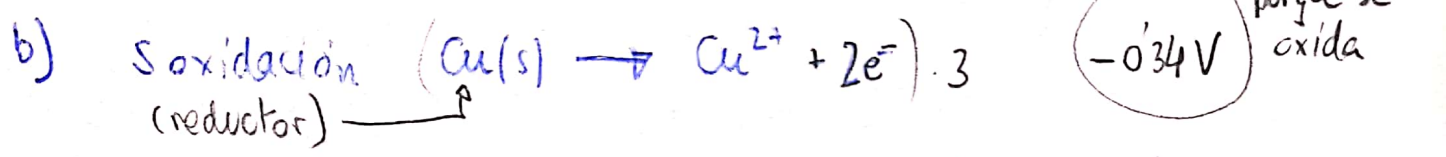
19

Primero escribo las semireacciones de oxidación y reducción que me dice el enunciado.



El potencial de la pila (+1'36V) es positivo, por lo **sí ocurre la reacción.**

Fijaos en que **los potenciales no se multiplican cuando ajustamos,** siempre permanecen igual.

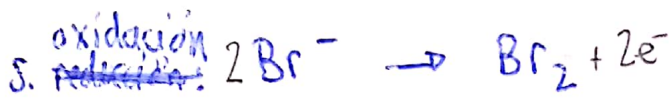


El potencial de la reacción (+0'62V) es positivo, por lo que **sí ocurre la reacción.**

22

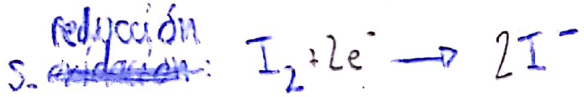
a) * Oxidación del ion bromuro por yodo.

- Los reactivos son ion bromuro y yodo, por lo que las dos semireacciones serán (mivo en los datos)



$-1'07V$

Cambio el signo porque es la oxidación

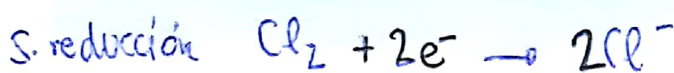


$+0'54V$



- Como el potencial de la reacción es negativo (-0'53V), NO es espontánea

* Reducción de cloro por ion bromuro → (reactivos Cl_2 y Br^-)

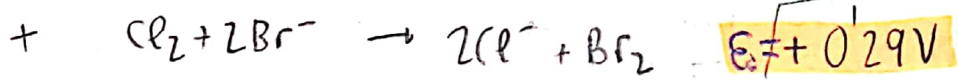


$+1'36V$



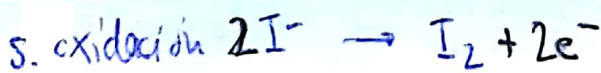
$-1'07V$

Cambio el signo porque es la oxidación



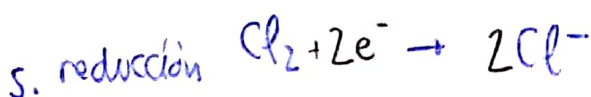
- Como el potencial de la reacción es positivo (+0'29V), SÍ es espontánea

* oxidación de yodo con cloro → (reactivos I^- y Cl_2)

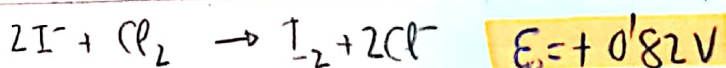


$-0'54V$

Cambio el signo porque es la oxidación



$+1'36V$



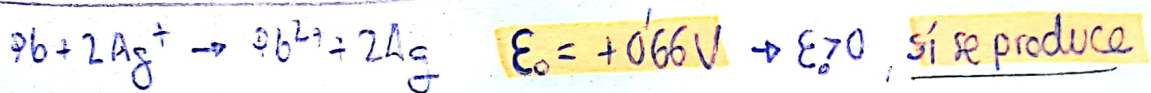
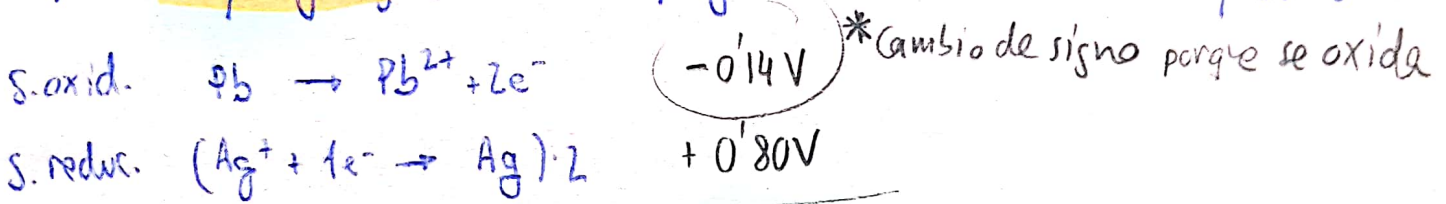
- Como el potencial de la reacción es positivo (+0'82V), SÍ es espontánea

b) La especie más oxidante es la que más tiende a la reducción. Se trata del flúor (F_2), que tiene el potencial de reducción más alto.
La especie más reductora es la que más tiende a la oxidación, se trata del yodo (I_2), que tiene el potencial de reducción más bajo.

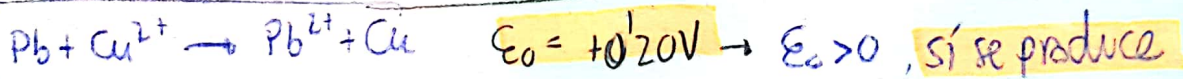
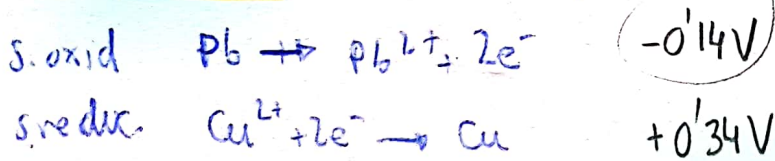
24

a) La especie **más oxidante** es la que tiene más tendencia a la reducción, será la que tenga **mayor** potencial de reducción, en este caso el ion Ag^+/Ag (0'80V).
 La especie **más reductora** es la que tiene más tendencia a la oxidación, será la que tenga **menor** potencial de reducción, en este caso el ion Mg^{2+}/Mg (-2'34V).

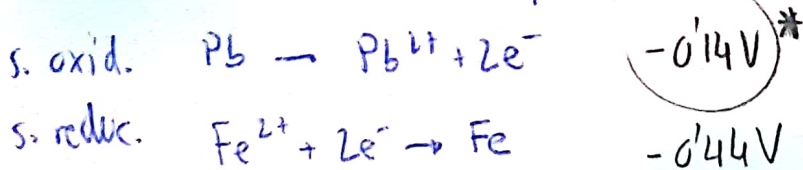
b) * **Pb y $AgNO_3$** (reactivos Pb y Ag^+). Escribo semireacciones y calculo E.



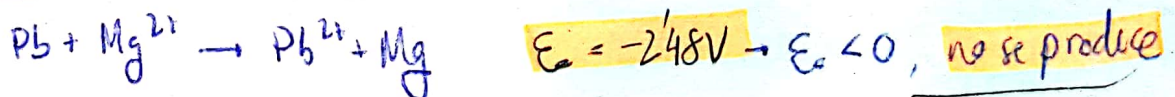
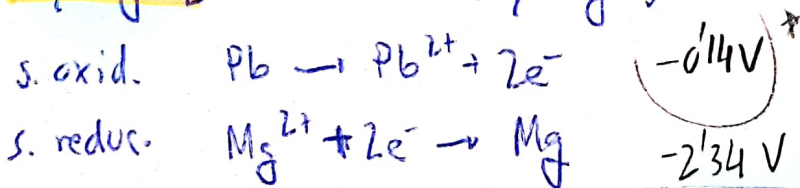
* **Pb y $CuSO_4$** (reactivos Pb y Cu^{2+})



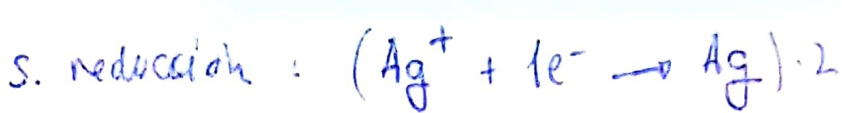
* **Pb y $FeSO_4$** (reactivos Pb y Fe^{2+})



* **Pb y $MgCl_2$** (reactivos Pb y Mg^{2+})



26) Viendo los potenciales de reducción, como el mayor es el de la plata (+0'80V), la plata se reduce y el Cd se oxida.



+0'80V



+0'40V

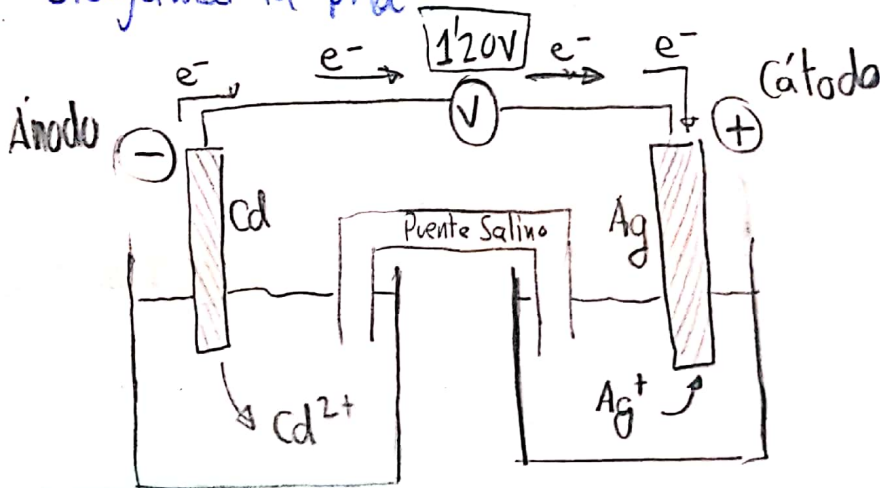
← Cambio signo porque se oxida



$E_0 = 1'20V$

En las pilas la oxidación ocurre en el ánodo (polo negativo) y la reducción ocurre en el cátodo (polo positivo), por lo tanto los electrodos son el ánodo de cadmio y el cátodo de plata.

Dibujamos la pila:



Explicación de la pila: En la oxidación, el cadmio se transforma en Cd^{2+} y $2e^-$.

Los iones Cd^{2+} pasan al recipiente disolviéndose y los electrones pasan por el cable hasta llegar al electrodo de plata. Allí ocurre la reducción, en la que los e^- que vienen del Cd se unen a los iones Ag^+ que hay disueltos para formar Ag. Con el tiempo el electrodo de cadmio se irá consumiendo y el de plata irá aumentando de tamaño. Si medimos el potencial eléctrico entre ambos electrodos, el voltímetro marcará +1'2V.