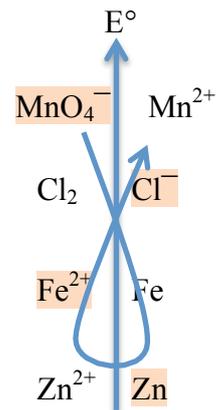


## Etude d'une réaction d'oxydoréduction

L'étude d'une réaction d'oxydoréduction se déroule de la manière suivante. On met en contact dans une même solution des espèces chimiques échangeant des électrons.

### Quelle réaction ?

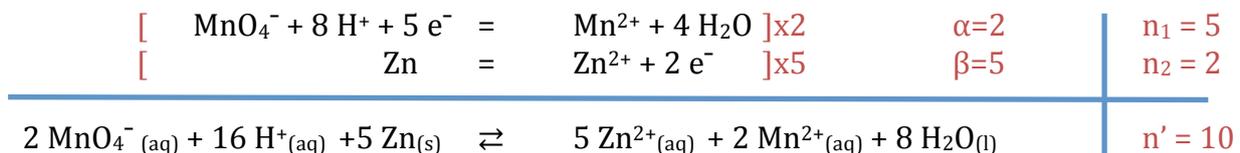
- On commence par tracer un axe présentant les potentiels standards des couples en présence.
- On repère ensuite les espèces présentes (ici surlignées)
- Repérer l'espèce oxydée la plus haute et l'espèce réduite la plus basse sur l'axe.



- La réaction principale est celle permettant d'écrire **le plus grand gamma**.
- S'il est possible d'écrire un gamma, alors la constante d'équilibre de la réaction **K > 1**.

### Ecrire l'équation

- Ecrire les deux demi-équations en mettant à gauche les réactifs
- Multiplier les demi-équations **de sorte que les électrons s'éliminent** avant de faire la somme.



### Exprimer K

- Pour un couple associé à la demi équation **a ox + n e- = b red**, on peut écrire :

$$E = E^\circ + \frac{0,059}{n} \log\left(\frac{[\text{ox}]^a}{[\text{red}]^b}\right) \quad \text{que l'on peut également écrire : } E = E^\circ + \frac{0,059}{n/\beta} \log\left(\frac{[\text{ox}]^a}{[\text{red}]^b}\right)^\beta$$

- On écrit que le potentiel électrique est unique dans la solution : **E(Mn) = E(Zn)**. Ici :

$$E^\circ_{\text{Mn}} + \frac{0,059}{n'} \log\left(\frac{[\text{MnO}_4^-]^2}{[\text{Mn}^{2+}]^2}\right) = E^\circ_{\text{Zn}} + \frac{0,059}{n'} \log([\text{Zn}^{2+}]^5) \quad \text{avec } n' = \alpha n_1 = \beta n_2 = 10$$

- On obtient alors  $K = 10^{\frac{n' \Delta E^\circ}{0,059}}$ .
- Pour savoir si  $\Delta E^\circ = E(\text{Mn}) - E(\text{Zn})$  ou  $\Delta E^\circ = E(\text{Zn}) - E(\text{Mn})$ , deux possibilités :
  - on refait la petite démonstration ci-dessus ;
  - comme on sait que  $K > 1$  (d'après la première partie), on en déduit  **$\Delta E^\circ > 0$** .