

# Infos généraux

Semaine	Thème	
8	Analyse quantitative par gravimétrie	
9	Equilibre chimique – le principe de LE CHATELIER	
10	Titrages de neutralisation acide-base I	
11	Titrages de neutralisation acide-base II	
12	Titrages complexométriques	Retour-Rapport (semaines 10+11) 18.3.2026 8:00 heures
13	Titrages d'oxydoréduction	
14	Cellules galvaniques	
16	Titrages redox par potentiométrie	
17	Titrages argentimétriques	Retour-Rapport (semaine 13) 22.4.2026 8:00 heures
18	Examen pratique	

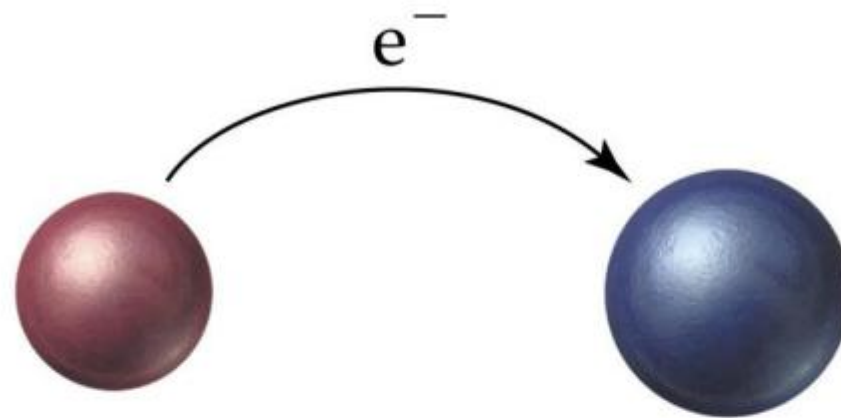
# Types de titrages

---

On peut séparer les différents titrages volumétriques suivant le type de réaction utilisé:

- **Titrages acidimétriques**: la réaction est une réaction acide-base. Application: dosage d'acides et de bases, de ions possédant des propriétés acido-basiques.
- **Titrages complexométriques**: la réaction est une réaction de complexation entre un ion et un chélate. Application: dosage des alcalino-terreux, ....
- **Titrages par précipitation**: la réaction est une réaction de précipitation. Application: dosage des halogénures (argentimétrie), ...
- **Titrages redox**: la réaction est une réaction d'oxydo-réduction. Application: dosage d'oxydants et de réducteurs.

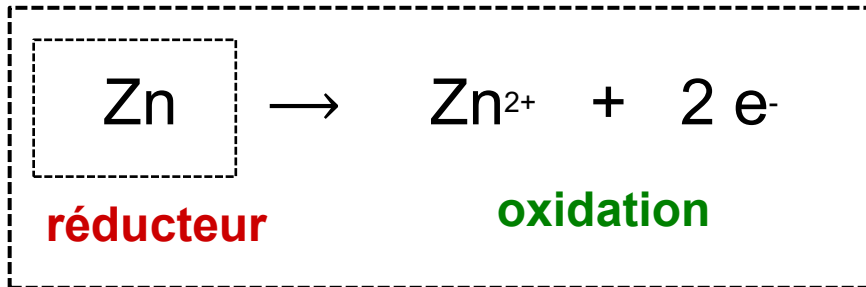
Alors que la réaction de neutralisation consiste en un transfert de protons, les réactions d'oxydoréduction impliquent un transfert d'électrons.



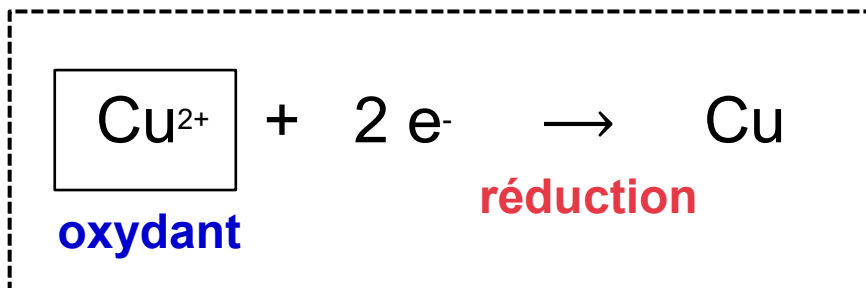
La substance qui cède des électrons est **oxydée**.

La substance qui absorbe des électrons est **réduite**.

## Détermination des réactions d'oxydoréduction



Le zinc cède deux électrons, cette réaction partielle est appelée **oxydation**. Le **zinc est oxydé**. Le zinc est appelé **réducteur** parce qu'il met des électrons à disposition pour une réduction.



Les ions de cuivre peuvent absorber les deux électrons du zinc. Cette réaction partielle est appelée **réduction**. Le **cuivre(II) est réduit**. Le cuivre(II) est appelé **oxydant** parce qu'il absorbe les électrons d'une oxydation.

# Exemple réaction Redox



début



fin

# Aujourd'hui

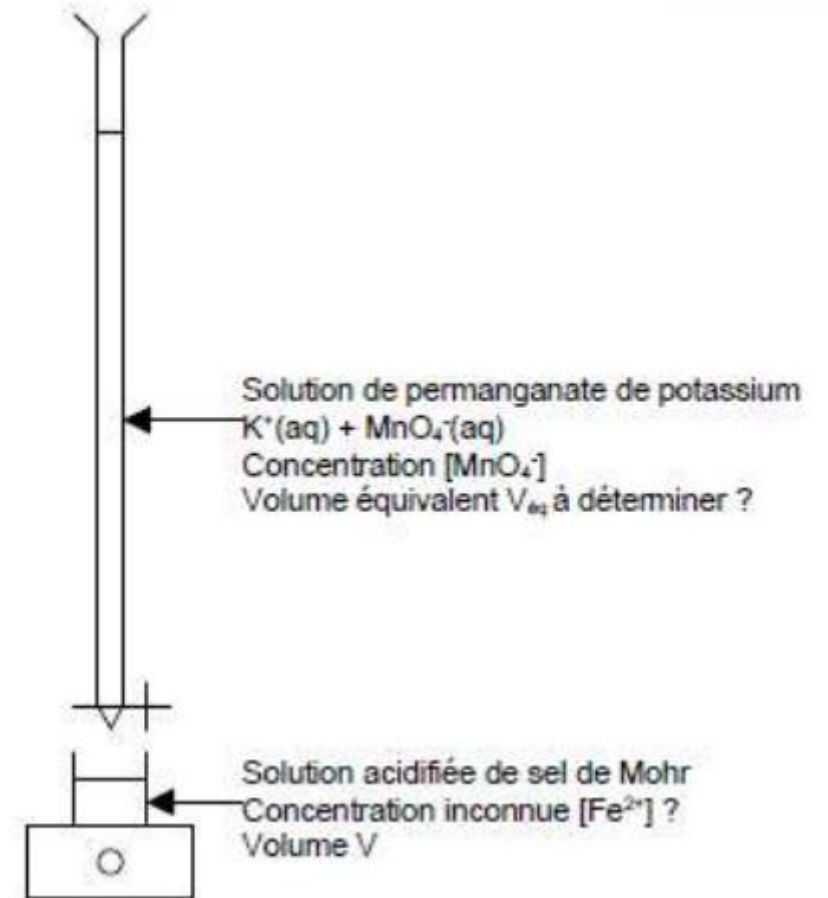
- Titration direct: Oxydimétrie
- Titration indirect: Reductimétrie:
  - Détermination de la teneur en agents oxydants de l'eau de Javel par titrage indirect
  - Détermination iodométrique de la vitamine c par titrage indirect

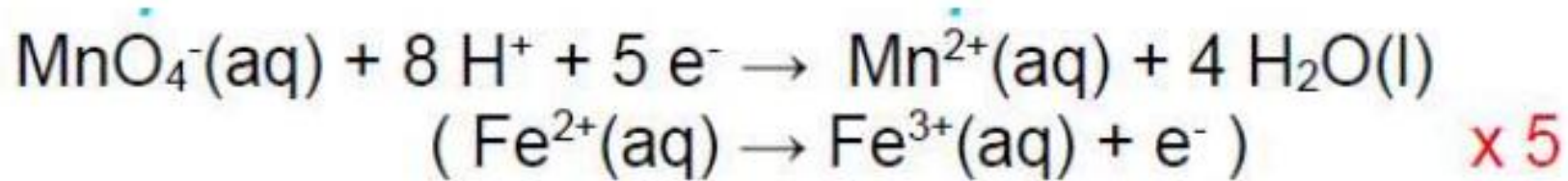
# Oxydimétrie

Les ions permanganate ( $\text{MnO}_4^-$ ) et les ions ferreux (II) de couleur violette réagissent pour former des ions Mn(II) incolores et des ions Fe(III) légèrement jaunes.

Tant que les ions Fe(II) sont présents dans la solution, le permanganate est décoloré.

Un excès de permanganate entraîne finalement une légère coloration rose au point final du titrage.





## Dosage a blanc – pourquoi?

HSO<sub>4</sub> contient d'autres oxydants.

→ Titrer une fois une solution HSO<sub>4</sub> sans l'analyte

$$V_{correct} = V_{mesuré} - V_{blanc}$$

# Titration indirecte?

## Titration directe

Le titrant réagit directement avec l'analyte jusqu'au point d'équivalence.

*HCl titré avec NaOH*

## Titration indirecte (en retour)

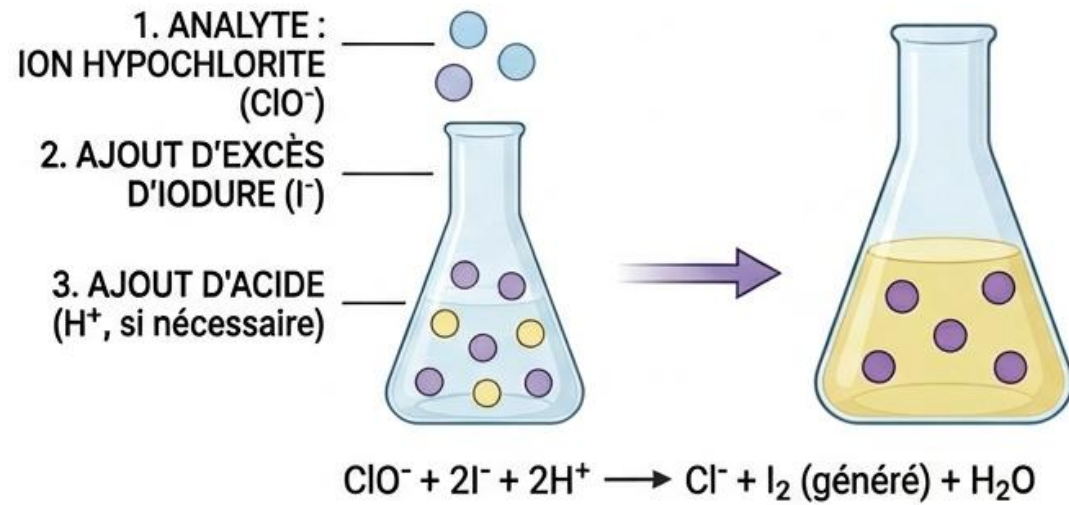
Excès de réactif ajouté à l'analyte → titration du réactif restant.

*dosage du  $\text{Cu}^{2+}$  par excès de  $\text{I}^-$ , puis titration du  $\text{I}_2$  libéré par  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$*

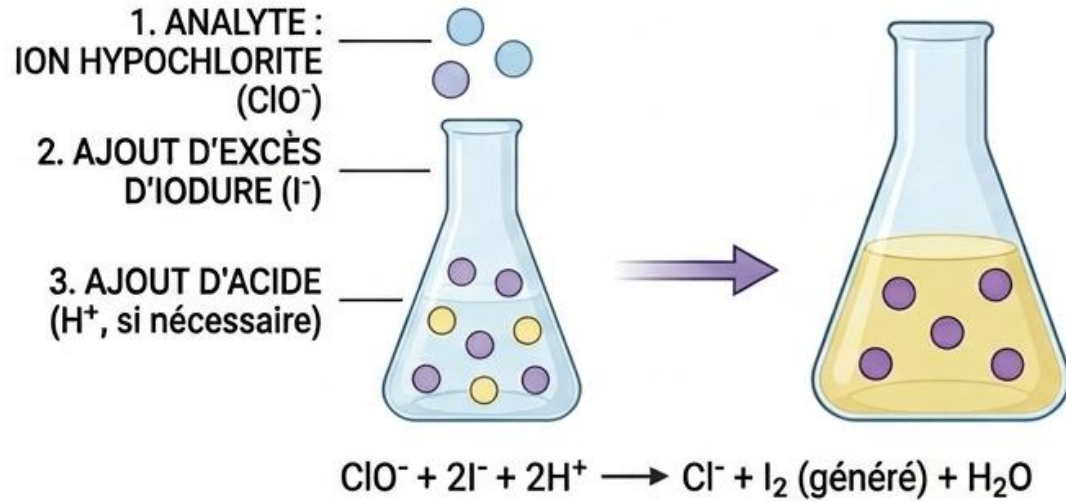
# Aujourd'hui

- Titration direct: Oxydimétrie
- Titration indirect: Reductimétrie:
  - Détermination de la teneur en agents oxydants de l'eau de Javel par titrage indirect
  - Détermination iodométrique de la vitamine c par titrage indirect

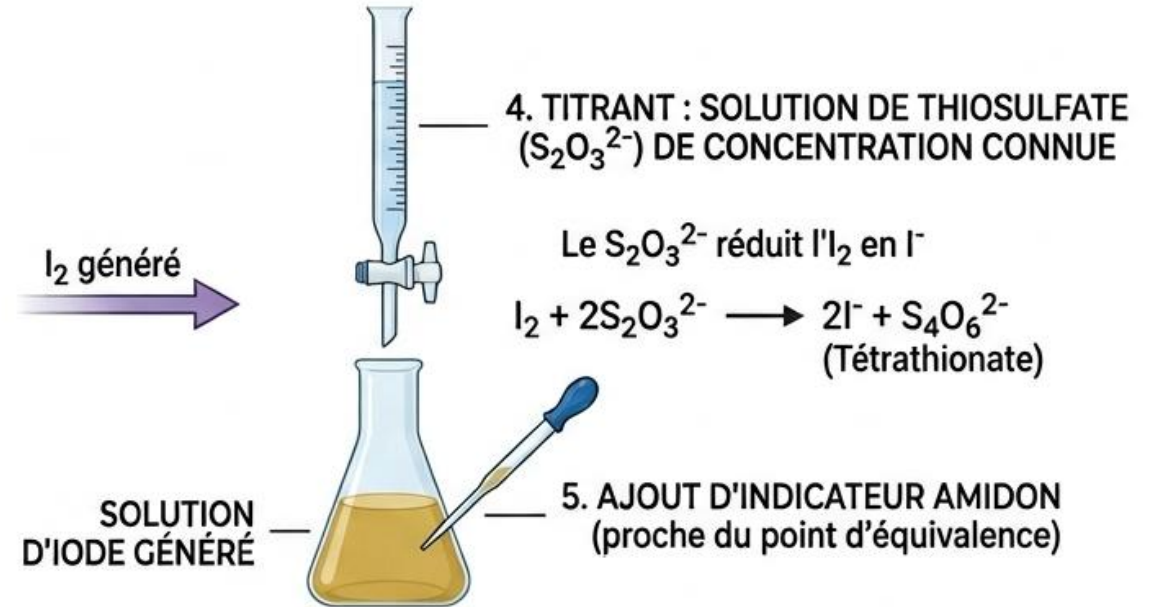
## ÉTAPE 1 : RÉACTION INITIALE DE L'OXYDANT



## ÉTAPE 1 : RÉACTION INITIALE DE L'OXYDANT



## ÉTAPE 2 : TITRAGE DE L'IODE GÉNÉRÉ



### ÉTAPE 1 : RÉACTION INITIALE DE L'OXYDANT

1. ANALYTE : ION HYPOCHLORITE ( $\text{ClO}^-$ )

2. AJOUT D'EXCÈS D'IODURE ( $\text{I}^-$ )

3. AJOUT D'ACIDE ( $\text{H}^+$ , si nécessaire)

$$\text{ClO}^- + 2\text{I}^- + 2\text{H}^+ \longrightarrow \text{Cl}^- + \text{I}_2 \text{ (généralé)} + \text{H}_2\text{O}$$

### ÉTAPE 2 : TITRAGE DE L'IODE GÉNÉRÉ

4. TITRANT : SOLUTION DE THIOSULFATE ( $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ ) DE CONCENTRATION CONNUE

Le  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$  réduit l' $\text{I}_2$  en  $\text{I}^-$

$$\text{I}_2 + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-} \longrightarrow 2\text{I}^- + \text{S}_4\text{O}_6^{2-} \text{ (Tétrathionate)}$$

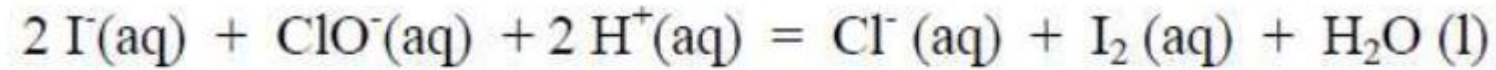
5. AJOUT D'INDICATEUR AMIDON (proche du point d'équivalence)

SOLUTION D'IODE GÉNÉRÉ

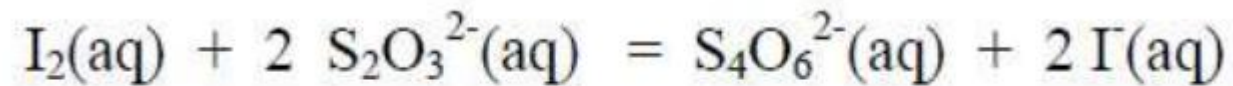
### ÉTAPE 3 : DÉTERMINATION DU POINT D'ÉQUIVALENCE

AVANT ÉQUIVALENCE : Complexe Iode-Amidon (Bleu-Noir foncé)

AU POINT D'ÉQUIVALENCE : Disparition du complexe,  $\text{I}_2$  épuisé (Incolore ou Jaune très clair)



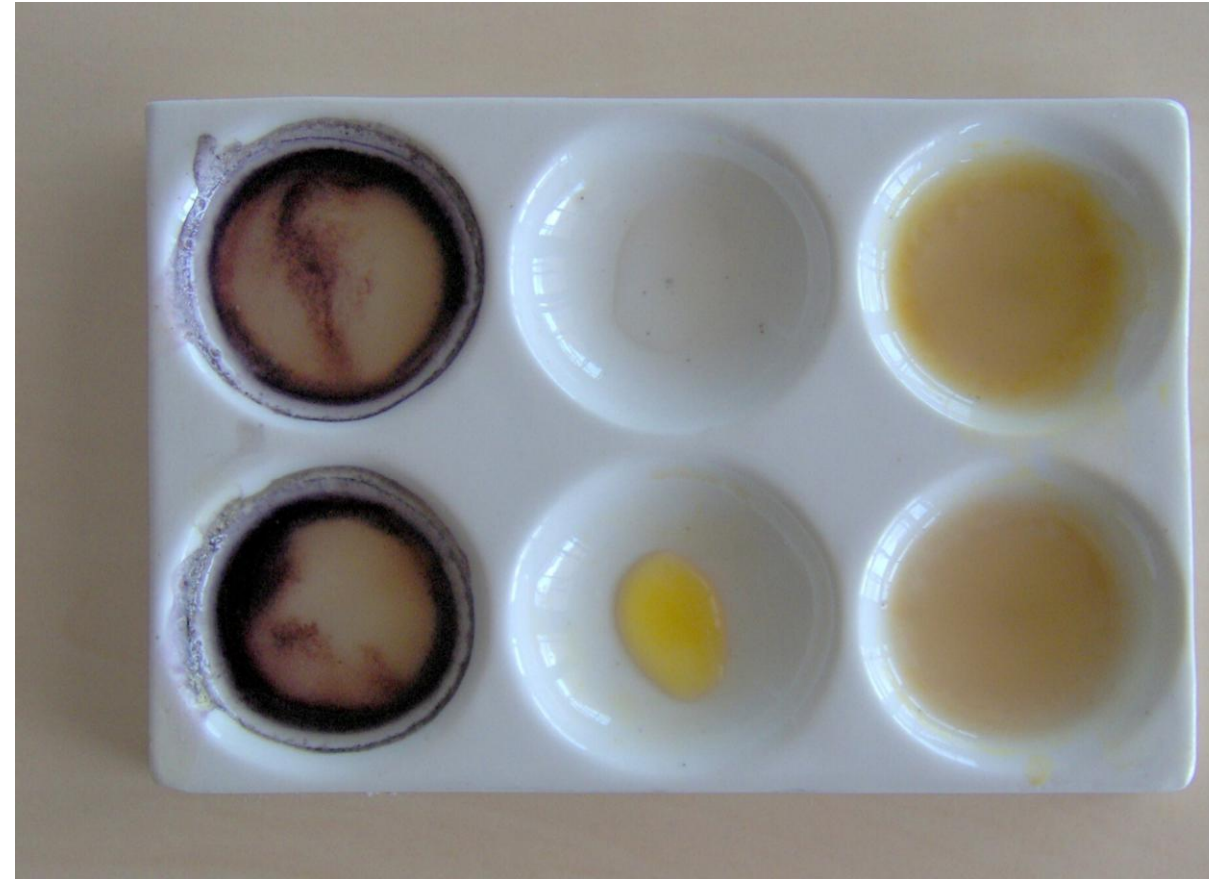
$$n(\text{ClO}^-) = n(\text{I}_2)$$



$$n(\text{I}_2) / 1 = n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) / 2$$

$$n(\text{I}_2) = C_2 \cdot V_{\text{equiv}} / 2$$

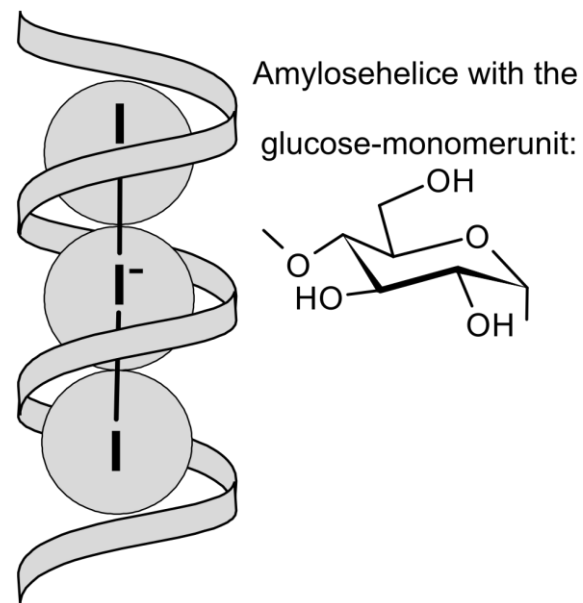
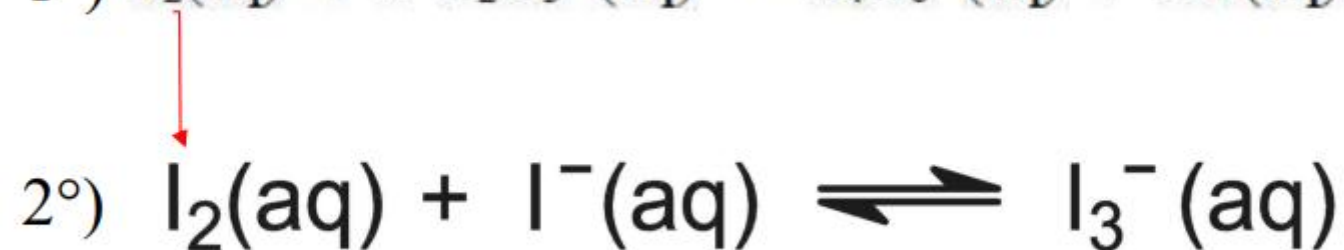
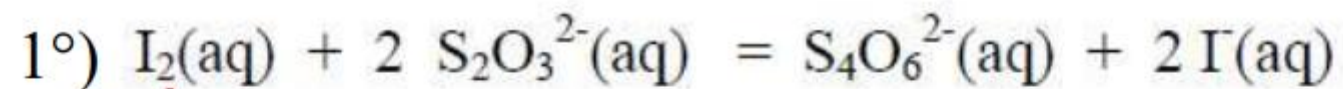
# Iodométrie important aussi pour les brasseurs



Avec  
amidon

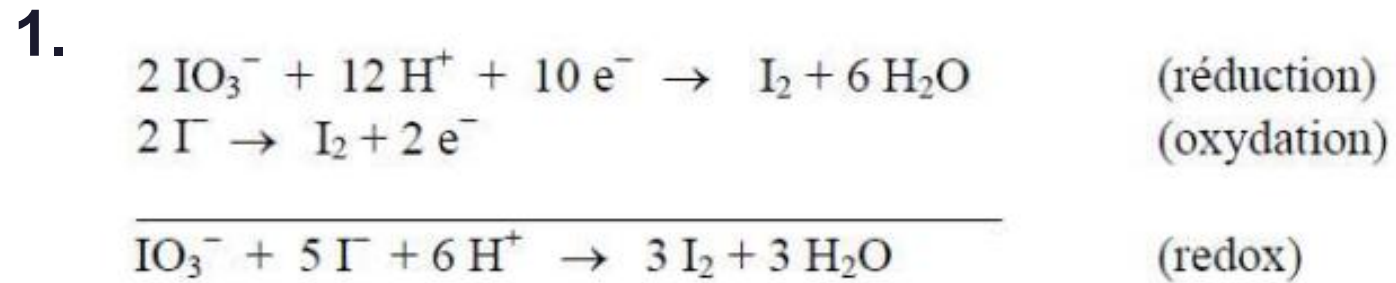
sans  
amidon

# Indicateur

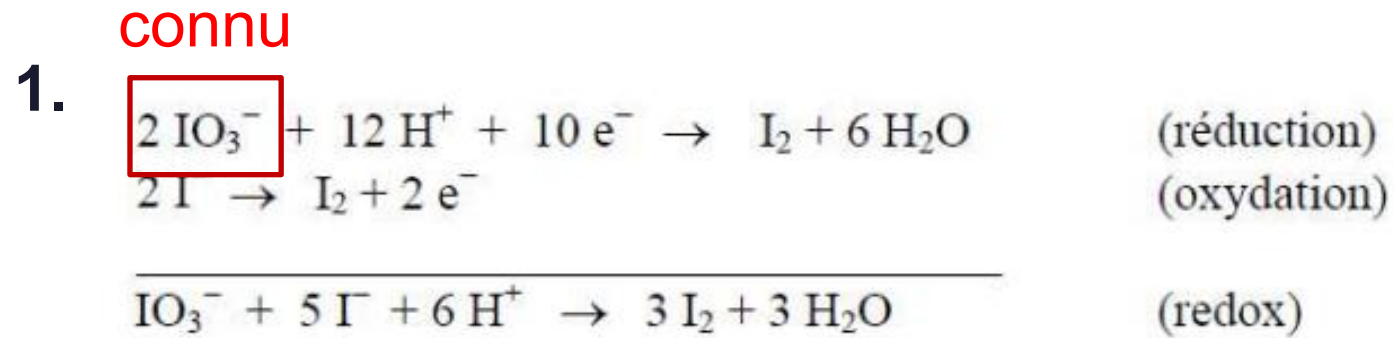


CC BY SA 3.0  
Roland Mattern

# Vitamine C



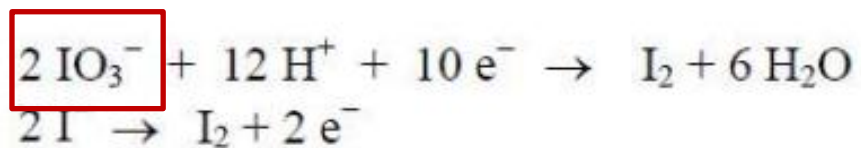
# Vitamine C



# Vitamine C

connu

1.



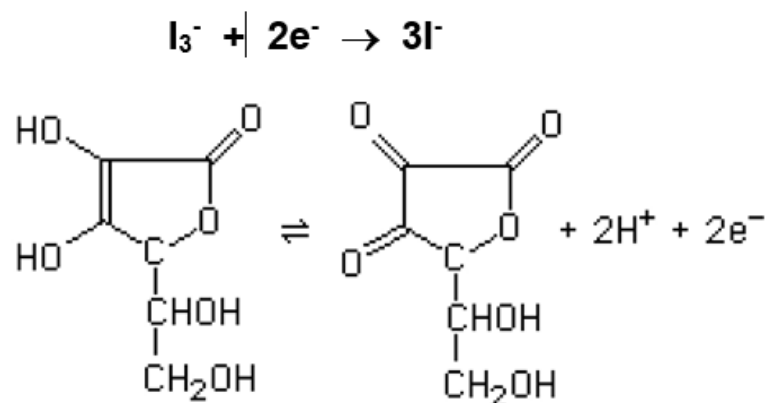
(réduction)

(oxydation)



(redox)

2.

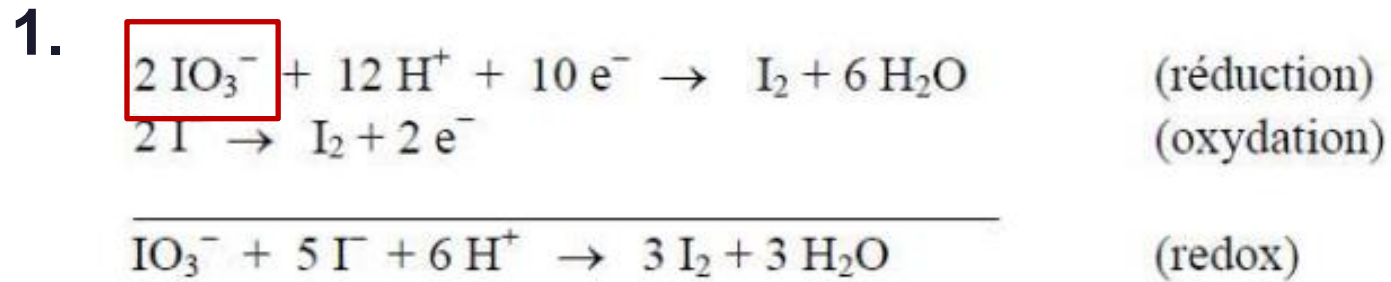


Acide ascorbique (vitamine C)

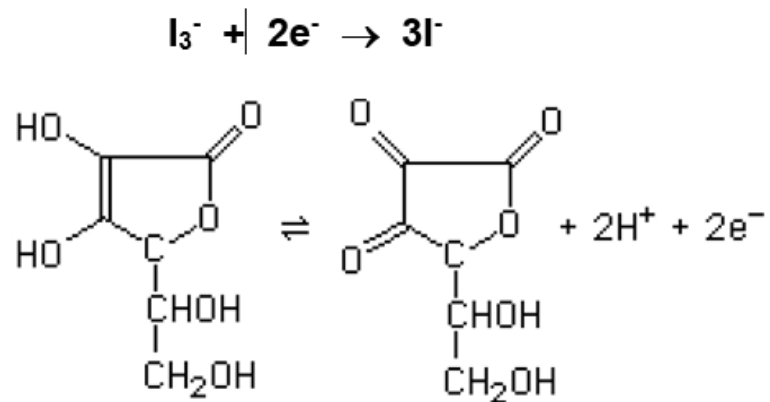
Acide déhydroascorbique

# Vitamine C

connu

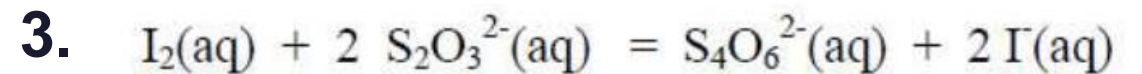


2.



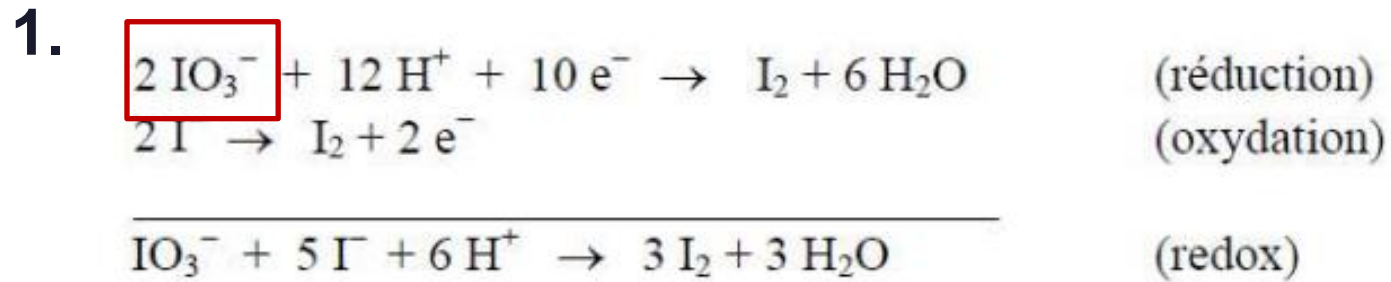
Acide ascorbique (vitamine C)

Acide déhydroascorbique

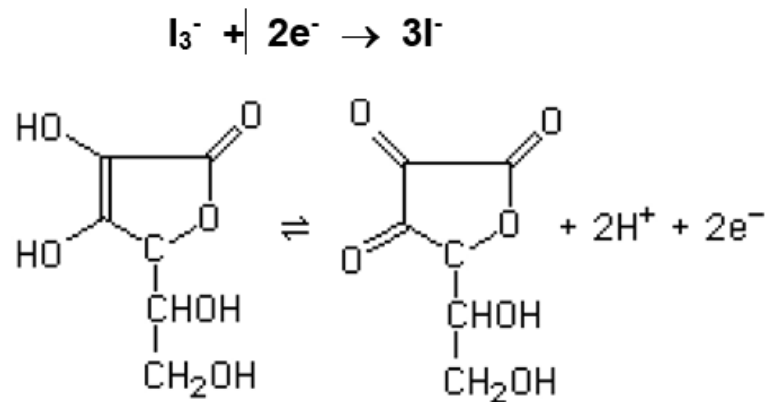


# Vitamine C

connu



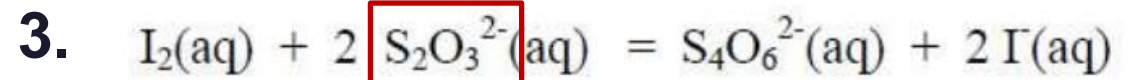
2.



Acide ascorbique (vitamine C)

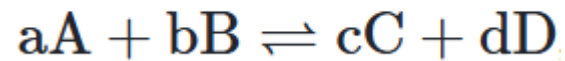
Acide déhydroascorbique

connu



Dans la burette

## Constant d'équilibre



$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

$$\Delta E^\circ = \frac{RT}{nF} \cdot \ln(K)$$

R : Constante universelle des gaz  
(8,314 J/(mol·K))

T : Température absolue (en Kelvin)

n : Nombre d'électrons échangés

F : Constante de Faraday (96 485  
C/mol)

K : Constante d'équilibre

$\Delta E^\circ$  : Différence de potentiel standard