

Concours Médecine FWB · 2026

Chimie

Fiche de révision complète — l'essentiel du programme

Examen d'entrée en médecine et dentisterie (ARES) — 27 août 2026

Sommaire

1. L'atome et la structure électronique
2. Le tableau périodique et les tendances
3. Les liaisons chimiques et la géométrie (VSEPR)
4. La mole, masses molaires et stœchiométrie
5. Les gaz et les états de la matière
6. Les solutions et concentrations
7. Thermochimie (énergie des réactions)
8. Cinétique chimique
9. L'équilibre chimique
10. Acides et bases (pH)
11. L'oxydoréduction
12. Chimie organique
13. Constantes et points clés à mémoriser
14. Méthode QCM + mini-quiz corrigé

Comment utiliser cette fiche. La chimie combine de la **restitution** (définitions, règles, fonctions organiques) et du **calcul** (moles, pH, stœchiométrie). Le réflexe gagnant : toujours écrire l'équation **équilibrée**, vérifier les **unités**, et passer par les **moles**. Chaque chapitre se termine par les pièges classiques.

1. L'atome et la structure électronique

Constituants

Particule	Charge	Masse relative	Localisation
Proton	+1	1	Noyau
Neutron	0	1	Noyau
Électron	-1	≈ 1/1836 (négligeable)	Nuage électronique

- **Numéro atomique Z** = nombre de protons (= nombre d'électrons si l'atome est neutre) ; définit l'élément.
- **Nombre de masse A** = protons + neutrons. Donc neutrons = $A - Z$.
- **Isotopes** : même Z, A différent (même élément, nombre de neutrons différent). La masse atomique d'un élément est la **moyenne pondérée** de ses isotopes.
- **Ion** : atome ayant gagné (anion, -) ou perdu (cation, +) des électrons.

Configuration électronique

Les électrons occupent des **couches** ($n = 1, 2, 3\dots$) et des **sous-couches** (s, p, d, f). Capacités : **s** = 2, **p** = 6, **d** = 10, **f** = 14 électrons.

- **Règle de Klechkowski / Aufbau** : remplissage par énergie croissante (1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d...).
- **Principe de Pauli** : 2 électrons max par orbitale, de spins opposés.
- **Règle de Hund** : on remplit d'abord chaque orbitale d'une sous-couche avec un électron avant d'apparier.
- Les **électrons de valence** (couche externe) déterminent la réactivité.

Pièges fréquents. Z identifie l'élément, pas A. Les isotopes ont les **mêmes propriétés chimiques** (même cortège électronique). La sous-couche 4s se remplit **avant** 3d.

2. Le tableau périodique et les tendances

- **Périodes** (lignes) = numéro de la couche externe. **Groupes/colonnes** = nombre d'électrons de valence (même groupe → propriétés voisines).
- Familles : **alcalins** (groupe 1), **alcalino-terreux** (2), **halogènes** (17), **gaz nobles** (18, couche externe saturée → inertes).
- **Métaux** (gauche, perdent des e^- → cations) / **non-métaux** (droite, gagnent des e^- → anions).

Tendances périodiques

Propriété	Sur une période (→ droite)	Dans un groupe (↓ bas)
Rayon atomique	Diminue	Augmente
Énergie d'ionisation	Augmente	Diminue
Électronégativité	Augmente	Diminue
Caractère métallique	Diminue	Augmente

Pièges fréquents. Le fluor est l'élément le plus électronégatif. Le rayon **diminue** de gauche à droite (charge nucléaire croissante qui attire mieux les électrons), ce qui surprend souvent.

À retenir. Électronégativité et énergie d'ionisation varient **dans le même sens** ; le rayon varie en sens **inverse**.

3. Les liaisons chimiques et la géométrie

Types de liaisons

Liaison	Mécanisme	Entre	Exemple
Ionique	Transfert d'électrons → ions de charges opposées	Métal + non-métal	NaCl
Covalente	Partage d'un ou plusieurs doublets	Non-métaux	H ₂ , H ₂ O
Covalente polaire	Partage inégal (Δ électronégativité)	Non-métaux différents	HCl
Métallique	Électrons délocalisés (« mer »)	Métaux	Fe, Cu

Forces **intermoléculaires** (plus faibles) : liaisons **hydrogène** (avec H–O, H–N, H–F ; expliquent le point d'ébullition élevé de l'eau), forces de **Van der Waals**.

Règle de l'octet et Lewis

Les atomes tendent à compléter leur couche externe à **8 électrons** (2 pour H). On représente les doublets liants et non liants par les **structures de Lewis**.

Géométrie VSEPR

Les doublets (liants + non liants) autour de l'atome central se repoussent et se placent le plus loin possible.

Doublets autour du centre	Géométrie	Angle	Exemple
2	Linéaire	180°	CO ₂
3	Trigonale plane	120°	BF ₃
4	Tétraédrique	109,5°	CH ₄
4 (1 doublet libre)	Pyramidale	≈ 107°	NH ₃
4 (2 doublets libres)	Coudée	≈ 104,5°	H ₂ O

Pièges fréquents. Une molécule peut contenir des liaisons polaires mais être **apolaire** si elle est symétrique (CO₂ est linéaire et apolaire ; H₂O est coudée donc polaire). On compte les **doublets non liants** dans la géométrie VSEPR.

4. La mole, masses molaires et stœchiométrie

- **Mole** : quantité contenant $N_A = 6,022 \times 10^{23}$ entités (nombre d'Avogadro).
- **Masse molaire M** (g/mol) : somme des masses atomiques. Ex. $H_2O = 18$ g/mol.

Formules de base

$$n = m / M \quad \cdot \quad n = N / N_A \quad \cdot \quad n = V / 22,4 \text{ (gaz, conditions normales)} \quad \cdot \quad n = C \times V \text{ (solution)}$$

où n = quantité (mol), m = masse (g), N = nombre d'entités, V = volume, C = concentration (mol/L).

Équilibrer une réaction et réactif limitant

- Une équation équilibrée conserve le **nombre d'atomes** de chaque élément (loi de Lavoisier : « rien ne se perd »).
- On calcule les moles de chaque réactif, on les divise par leur coefficient : le **plus petit rapport** donne le **réactif limitant** (il s'épuise le premier et fixe la quantité de produit).
- **Rendement** = (quantité réelle / quantité théorique) \times 100.

Pièges fréquents. Pour comparer deux réactifs, on raisonne en **moles**, jamais en grammes. La formule $V/22,4$ ne vaut que pour les **gaz** aux conditions normales. Les coefficients stœchiométriques s'appliquent aux **moles**, pas aux masses.

5. Les gaz et les états de la matière

- Trois états : **solide** (forme et volume fixes), **liquide** (volume fixe, forme libre), **gaz** (ni forme ni volume propre). Changements : fusion, vaporisation, condensation, solidification, sublimation.
- **Loi des gaz parfaits** : $PV = nRT$ avec $R = 8,314 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ (ou $0,0821 \text{ L}\cdot\text{atm}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$) et T en **kelvins** ($T(\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273$).
- À P et T fixes, $V \propto n$; à n et T fixes, $P \propto 1/V$ (Boyle).

Pièges fréquents. La température doit être en **kelvins** dans $PV = nRT$. Vérifie la cohérence des unités de R avec celles de P et V.

6. Les solutions et concentrations

- **Concentration molaire** : $C = n / V$ (mol/L). **Concentration massique** : $C_m = m / V$ (g/L), avec $C_m = C \times M$.
- **Dilution** (la quantité de soluté est conservée) : $C_1V_1 = C_2V_2$.
- Pourcentage massique, ppm ; solubilité et solution saturée.
- « Le semblable dissout le semblable » : un soluté polaire/ionique se dissout dans un solvant polaire (eau).

Pièges fréquents. Diluer ne change **pas** la quantité de soluté (n constant) : seule la concentration baisse car V augmente. Attention aux unités de volume (mL \leftrightarrow L).

7. Thermochimie

- Réaction **exothermique** : libère de l'énergie ($\Delta H < 0$). **Endothermique** : absorbe de l'énergie ($\Delta H > 0$).
- **Enthalpie de réaction** $\Delta H = H(\text{produits}) - H(\text{réactifs})$.
- **Loi de Hess** : ΔH d'une réaction est la somme des ΔH des étapes (l'enthalpie est une fonction d'état : elle ne dépend que de l'état initial et final).
- Énergie de liaison : rompre une liaison **consomme** de l'énergie, en former en **libère**.

Pièges fréquents. $\Delta H < 0$ = exothermique (le système perd de l'énergie vers le milieu). Une combustion est exothermique.

8. Cinétique chimique

La cinétique étudie la **vitesse** des réactions. Une réaction se produit quand des molécules se rencontrent avec assez d'énergie (\geq **énergie d'activation E_a**) et une bonne orientation (théorie des collisions).

Facteur	Effet sur la vitesse
↑ Concentration / pression	Augmente (plus de collisions)
↑ Température	Augmente fortement (collisions plus énergétiques)
↑ Surface de contact (solide divisé)	Augmente
Catalyseur	Augmente (abaisse E_a), non consommé

Pièges fréquents. Un catalyseur accélère la réaction mais ne modifie **ni** l'équilibre **ni** le ΔH : il abaisse seulement l'énergie d'activation et n'est pas consommé.

9. L'équilibre chimique

- Un équilibre dynamique : vitesses directe et inverse égales ; les concentrations restent constantes.
- **Constante d'équilibre** $K = \frac{[\text{produits}]^{\text{coef}}}{[\text{réactifs}]^{\text{coef}}}$. K grand \rightarrow réaction favorisée vers les produits.
- **Principe de Le Chatelier** : si on perturbe un système à l'équilibre, il évolue de façon à **s'opposer** à la perturbation.

Perturbation	Déplacement de l'équilibre
↑ concentration d'un réactif	Vers les produits
↑ pression (gaz)	Vers le côté avec le moins de moles de gaz
↑ température (réaction exo)	Vers les réactifs
Ajout d'un catalyseur	Aucun déplacement (équilibre atteint plus vite)

Pièges fréquents. Le catalyseur ne déplace pas l'équilibre. Pour la température, il faut savoir si la réaction est exo ou endothermique pour prédire le sens.

10. Acides et bases (pH)

- **Brønsted** : un acide **cède** un proton H^+ ; une base **capte** un H^+ . Couple acide/base conjugué.
- **pH** = $-\log[H_3O^+]$. À 25 °C : **pH + pOH = 14**. Neutre = 7, acide < 7, basique > 7.
- Acide/base **fort** : totalement dissocié (HCl, NaOH). **Faible** : partiellement dissocié (acide acétique, NH_3) → équilibre, constante K_a .
- **Neutralisation** : acide + base → sel + eau. À l'équivalence : $n(H^+) = n(OH^-)$.
- **Solution tampon** : résiste aux variations de pH (acide faible + sa base conjuguée).

Pièges fréquents. Une variation d'**une unité** de pH = facteur **10** sur $[H_3O^+]$ (échelle logarithmique). « Fort/faible » concerne le **degré de dissociation**, pas la concentration : un acide fort dilué peut avoir un pH plus élevé qu'un acide faible concentré.

À retenir. $pH = -\log[H_3O^+]$; $[H_3O^+] = 10^{-pH}$; $pH + pOH = 14$.

11. L'oxydoréduction

- **Oxydation** = perte d'électrons (le nombre d'oxydation augmente). **Réduction** = gain d'électrons (n.o. diminue).
- L'**oxydant** capte les électrons (et se réduit) ; le **réducteur** cède les électrons (et s'oxyde).
- Moyen mnémotechnique : « **OIL RIG** » (Oxidation Is Loss, Reduction Is Gain) ; ou « un réducteur réduit l'autre en se faisant oxyder ».
- On équilibre par demi-réactions (électrons, charges, atomes ; H^+ et H_2O en milieu acide).
- Applications : piles (énergie chimique → électrique), électrolyse (l'inverse), corrosion.

Pièges fréquents. L'oxydant **se réduit**, le réducteur **s'oxyde** (le vocabulaire est croisé). Dans une pile, l'oxydation a lieu à l'anode.

12. Chimie organique

Le carbone

Le carbone forme **4 liaisons** (tétravalent). Hybridations : **sp³** (4 liaisons simples, tétraédrique), **sp²** (1 double liaison, plan), **sp** (1 triple ou 2 doubles, linéaire).

Principales fonctions

Fonction	Groupe caractéristique	Terminaison / préfixe
Alcane	C–C simples	-ane
Alcène	C=C double	-ène
Alcyne	C≡C triple	-yne
Alcool	–OH	-ol
Aldéhyde	–CHO (en bout de chaîne)	-al
Cétone	C=O (interne)	-one
Acide carboxylique	–COOH	acide ...-oïque
Ester	–COO–	-oate de ...-yle
Amine	–NH ₂	-amine
Amide	–CONH ₂	-amide
Éther	C–O–C	-oxy-

Nomenclature (rappel)

Chaîne carbonée la plus longue → préfixe selon le nombre de C (méth-1, éth-2, prop-3, but-4, pent-5, hex-6...), terminaison selon la fonction prioritaire, numérotation donnant les **plus petits indices** à la fonction principale.

Isomérisation

- **Isomères de constitution** : même formule brute, enchaînement différent (chaîne, position, fonction).
- **Stéréo-isomères** : même enchaînement, disposition spatiale différente — **Z/E (cis-trans)** autour d'une double liaison ; **énantiomères** (images miroir non superposables, carbone asymétrique → chiralité).

Quelques réactions types

- **Addition** sur une double/triple liaison (ex. hydrogénation d'un alcène).
- **Substitution** (ex. halogénéation d'un alcane).
- **Élimination** (formation d'une double liaison, ex. déshydratation d'un alcool).
- **Estérification** : acide + alcool → ester + eau (réaction d'équilibre).
- **Oxydation** : alcool primaire → aldéhyde → acide ; alcool secondaire → cétone.

Pièges fréquents. Aldéhyde = fonction en **bout** de chaîne, cétone = C=O **interne**. Un carbone asymétrique porte **4 substituants différents**. Deux énantiomères ont les mêmes propriétés physiques (sauf vis-à-vis de la lumière polarisée et en milieu chiral).

13. Constantes et points clés

Notion	Valeur / fait
Nombre d'Avogadro	$6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
Volume molaire (gaz, CNTP)	22,4 L/mol
Constante des gaz R	$8,314 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$
Conversion température	$T(\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273$
Relation pH	$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$; $\text{pH} + \text{pOH} = 14$
Quantité de matière	$n = m/M = N/N_A = C \cdot V$
Dilution	$C_1 V_1 = C_2 V_2$
Angles VSEPR	linéaire 180° , plan 120° , tétraédrique $109,5^{\circ}$
Octet	8 électrons de valence (2 pour H)
Exo / endo	$\Delta H < 0$ / $\Delta H > 0$

14. Méthode QCM + mini-quiz corrigé

Méthode

- Écris l'équation **équilibrée** avant tout calcul.
- Passe systématiquement par les **moles** ; vérifie les **unités** et la température en kelvins.
- Pour le pH, repère d'abord fort/faible et acide/base.
- Ordre de grandeur : un résultat aberrant (pH = 25, masse négative) signale une erreur.

Mini-quiz (10 QCM)

1. Le nombre de neutrons d'un atome est...

- a) Z — b) A — c) $A - Z$ — d) $Z - A$

Réponse : c. neutrons = $A - Z$.

2. L'élément le plus électronégatif est...

- a) l'oxygène — b) le fluor — c) le chlore — d) l'azote

Réponse : b. Le fluor.

3. La géométrie de CH_4 est...

- a) linéaire — b) plane — c) tétraédrique ($109,5^\circ$) — d) coudée

Réponse : c.

4. Combien d'entités dans 2 mol ?

- a) $6,022 \times 10^{23}$ — b) $1,2 \times 10^{24}$ — c) 3×10^{23} — d) 2

Réponse : b. $2 \times 6,022 \times 10^{23} \approx 1,2 \times 10^{24}$.

5. Dans $PV = nRT$, la température est en...

- a) $^\circ\text{C}$ — b) kelvins — c) $^\circ\text{F}$ — d) joules

Réponse : b.

6. On dilue une solution. Que devient la quantité de soluté n ?

- a) augmente — b) diminue — c) constante — d) nulle

Réponse : c. n est conservée ; seule C baisse.

7. Une réaction exothermique a un ΔH ...

- a) > 0 — b) $= 0$ — c) < 0 — d) infini

Réponse : c.

8. Un catalyseur...

- a) déplace l'équilibre — b) abaisse l'énergie d'activation — c) est consommé — d) change le ΔH

Réponse : b.

9. Si $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3}$ mol/L, le pH vaut...

a) 3 — b) 11 — c) -3 — d) 7

Réponse : a. $\text{pH} = -\log(10^{-3}) = 3$.

10. Lors d'une oxydation, l'espèce...

a) gagne des électrons — b) perd des électrons — c) ne change pas — d) capte un proton

Réponse : b. Oxydation = perte d'électrons.